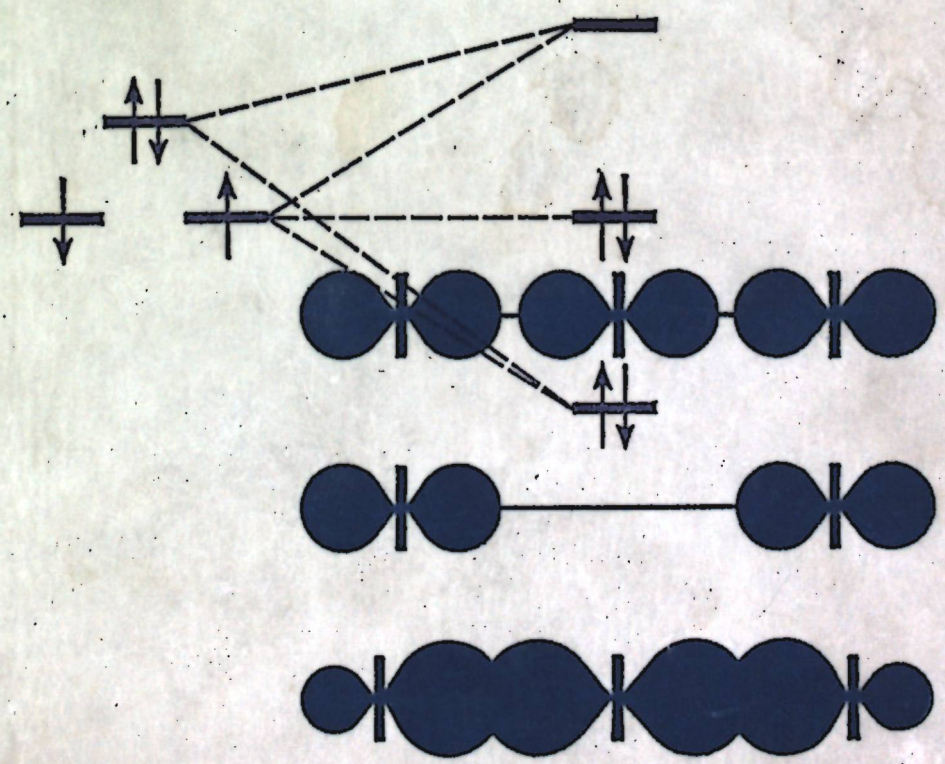
Г 70
А 95

Н. С. Ахметов

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНИК ДЛЯ ВУЗОВ



ИХиХТ.

Периодический закон "...выражает свойства элементов, а не простых тел. Свойства простых и сложных тел находятся в периодической зависимости от атомного веса элементов только потому, что...сами составляют результат свойства... элементов, их образующих"

Д.И. Менделеев

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

(длиннопериодный вариант)

| Периоды | Группы элементов | | |

Н. С. АХМЕТОВ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Допущено Министерством высшего и среднего специального образования СССР в качестве учебника для студентов химико-технологических специальностей вузов



МОСКВА «ВЫСШАЯ ШКОЛА» 1981

516.40 Ах5

ББК 24.1
А95
УДК 546 (075.8)

Рецензент: проф. Я. А. Угай (Воронежский университет)

Ахметов Н. С.
А95 Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. — М.: Высш. школа, 1981. — 679 с., ил.

В пер.: 1 р. 50 к.

Излагаются современные представления о строении вещества, о химической связи (теория валентных связей и теория молекулярных орбиталей), основные положения химической термодинамики и химия элементов с привлечением структурных и термодинамических представлений.

Предназначается для студентов химико-технологических специальностей вузов.

А 20502—025
001(01)—81 43—81 1802000000 ББК 24.1
540

© Издательство «Высшая школа», 1981

Только тогда, когда мысль проникла до взаимных отношений отдельных атомов в частице, т. е. когда возникла гипотеза строения, осветилась и ясно представилась действительность.

А. М. Бутлеров

Для лучшего усвоения теории химического строения я нашел необходимым ввести в свой курс «Общей химии», основные представления химического строения органических веществ. Все выработанное в этой области несомненно должно быть достоянием химии вообще.

Ф. М. Флавицкий

Высшую и последнюю цель всех химических исследований должно составлять развитие химической статики и динамики, учение о равновесии химических сил и движении материи.

Л. Мейер

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебник предназначен для студентов химико-технологических специальностей вузов. Объем, содержание и уровень изложения материала учебника определяются тем, что студент уже на базе школьного курса должен быть знаком с основными понятиями химии, ее важнейшими законами, а также иметь представление о свойствах химических элементов и соединений.

Большое внимание в книге уделяется изложению теоретических основ современной химической науки — строению вещества, химической термодинамике и кинетике процессов. При изложении фактического материала неорганической химии широко используются руководящие идеи и теории современной химической науки.

В основу учебника положено учебное пособие автора «Неорганическая химия», выдержавшее несколько изданий (Казань, 1965, 1967; М., Высшая школа, 1969, 1975).

Ф 2
ЦЕНТРАЛЬНАЯ НАУЧНАЯ БИБЛИОТЕКА
516404

По сравнению с учебным пособием «Неорганическая химия» в учебнике изменена последовательность изложения, а также существенно переработано содержание некоторых разделов (химическая связь, химическое равновесие, химическая кинетика и пр.); исключен устаревший материал, внесены некоторые дополнения по фактическому материалу химии элементов.

Автор сердечно благодарен проф. Я. А. Угаю за ценные советы и замечания, сделанные при рецензировании рукописи, С. Ф. Кондрашковой и Г. С. Гольденберг за помощь при подготовке рукописи к изданию.

Замечания и пожелания автор просит направлять по адресу: 420015, Казань, 15, ул. К. Маркса, 68, Казанский химико-технологический институт им. С. М. Кирова.

Автор

ВВЕДЕНИЕ В НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

...Человеческое понятие причины и следствия всегда несколько упрощает объективную связь явлений природы...
В. И. Ленин. Полн. собр. соч., т. 18, с. 160

Химия — одна из естественных наук, изучающих материальный мир во всем многообразии его существования и превращений.

Материя как объективная реальность существует в двух формах: *вещество* и *поле*. Обе формы находятся в тесной связи, проявляя в своих взаимопревращениях те глубокие внутренние противоречия, которые являются обязательным атрибутом всякого объективного существования. Веществом называют ту форму существования материи, в которой она проявляет себя прежде всего в виде частиц, имеющих собственную массу (масса покоя). Это материя на разных стадиях ее организации: так называемые элементарные частицы (электроны, протоны, нейтроны), атомные ядра, атомы, молекулы, агрегаты молекул (кристаллы, жидкости, газы), минералы, горные породы, растительные ткани и т. д. Поле (гравитационное, электромагнитное, внутриядерных сил) — это форма существования материи, которая характеризуется и проявляется прежде всего энергией, а не массой, хотя и обладает последней.

Современное учение о материи отражает ее дискретность, поскольку любое тело и любое поле составлены из «элементарных» тел и «элементарных» полей — так называемых *микрочастиц* и *микрополей*. Все многообразие макрообъектов (веществ и полей) возникает из многообразия возможных сочетаний ограниченного числа (нескольких десятков) качественно различных микрообъектов, например электронов, позитронов, протонов, нейтронов и т. п.

По определению Ф. Энгельса «предмет естествознания — движущаяся материя, тела*». При этом каждая естественная наука изучает отдельную форму движения материи.

* Маркс К., Энгельс Ф. Соч. 2-е изд., т. 33, с. 67.

На разных стадиях организации материи ее видам присуща своя форма движения. Например, взаимодействию и превращению протонов и нейтронов с образованием атомных ядер соответствует ядерно-физическая форма движения; взаимодействию атомов с образованием молекул соответствует химическая форма движения материи и т. д.

Различные ступени организации материи и присущие им специфические формы движения изучают определенные естественные науки. Так, элементарные частицы, их превращения и взаимодействия изучает физика элементарных частиц; процессы образования и разрушения горных пород являются предметом изучения геологии; процессы жизнедеятельности изучает биология и т. д.

Конечно, не следует считать, что существует однозначно строгое соответствие между науками, с одной стороны, и формами движения материи — с другой. Необходимо иметь в виду, что вообще нет такой формы движения материи, которая бы существовала в чистом виде, отдельно от других форм движения. Все это подчеркивает трудность классификации наук.

Химию можно определить как *науку, изучающую вещества и процессы их превращения, сопровождающиеся изменением состава и структуры.*

Химический процесс сопровождается изменением состава веществ, их структуры и обязательно энергетическими изменениями в реагирующей системе. При химическом процессе происходит перегруппировка атомов, сопровождающаяся разрывом химических связей в исходных веществах и образованием химических связей в продуктах реакции. Вследствие взаимосвязанности форм движения материи и их взаимопревращаемости при химических реакциях происходит превращение химической энергии в теплоту, свет и пр.

Химия нужна человечеству для того, чтобы получать из веществ природы по возможности все необходимое — металлы, цемент и бетон, керамику, фарфор и стекло, каучук, пластмассы, искусственные волокна, фармацевтические средства.

Исходя из этого, Н. Н. Семенов предметом химии и как науки, и как производства называет процессы получения из определенных веществ (сырья) новых веществ (продуктов), обладающих существенно иными свойствами.

Современная химия представляет собой систему отдельных научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной химии, биохимии, геохимии, космохимии, электрохимии и т. д. Основой химической науки являются атомно-молекулярное учение, закон сохранения материи, периодический закон и теория строения.

Раздел I
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СТРОЕНИЕ АТОМА

Свойства простых и сложных тел находятся в периодической зависимости от атомного веса элементов только потому, что свойства простых и сложных тел сами составляют результат свойств элементов, их образующих.

Д. И. Менделеев

Современное представление об элементах стало возможным лишь после открытия Д. И. Менделеевым (1869) периодического закона.

Определение элемента, данное Менделеевым, близко к современному: «*Под именем элементов должно подразумевать те материальные составные части простых и сложных тел, которые придают им известную совокупность физических и химических свойств. Если простому телу соответствует понятие о частице, то элементу отвечает понятие об атоме*».

Химический элемент — это вид атомов, характеризующихся определенным зарядом ядра.

Выражением периодического закона является периодическая система химических элементов. Она раскрывает глубокую связь между всеми химическими элементами и показывает, что элементы, будучи подчинены единому закону, едины по своей природе. Взаимосвязь элементов выражается, в частности, в том факте, что свойства химических элементов могут быть, как это сделал Д. И. Менделеев, приближенно предсказаны.

Открытие периодического закона и создание периодической системы химических элементов завершили развитие атомистических представлений в XIX в. Однако при всей своей огромной значимости периодический закон и система элементов тогда представляли лишь гениальное эмпирическое обобщение фактов; их физический смысл, глубинная сущность долгое время оставались нераскрытыми. Открытие периодического закона подготовило наступление нового этапа — изучения структуры атомов. Это в свою очередь дало возможность глубже выяснить природу взаимосвязи и качественного различия элементов и объяснить закономерности периодической системы.

В создании современной теории строения атома особую роль сыграли Эрнест Резерфорд, построивший планетарную модель атома (1911), и Нильс Бор, выдвинувший первую квантовую теорию атома (1913).

Атом представляет собой сложную микросистему находящихся в движении элементарных частиц. Он состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Носителем положительного заряда ядра является протон. В ядра атомов всех элементов, за исключением ядра легкого изотопа водорода, входят протоны и нейтроны. Основные характеристики электрона, протона и нейтрона приведены в табл. 1.

Таблица 1

Сведения о некоторых элементарных частицах

Частица	Символ	Масса покоя		Заряд, Кл
		кг	относительная масса	
Протон	p	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$1{,}602 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон	n	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0
Электрон	e	$9{,}109 \cdot 10^{-31}$	0,000549	$1{,}602 \cdot 10^{-19}$

Ядро составляет фундаментальную основу атома и определяет индивидуальность элементов.

Величина радиусов атомов 0,05—0,30 нм. Масса атома может быть определена делением массы A 1 моля* атомов элемента на число атомов N_A в 1 моле: $m = A/N_A$, где N_A — одна из важнейших универсальных постоянных, которая называется *постоянной Авогадро*: $N_A = 6{,}022169 \cdot 10^{23} \approx 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

Масса атома для различных элементов составляет от $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ до $4{,}27 \cdot 10^{-25}$ кг.

Абсолютная масса атома чрезвычайно мала, поэтому ее обычно выражают в *относительных единицах*. Под относительной массой элемента понимают отношение массы атома к $^1/_{12}$ массы атома изотопа углерода ^{12}C.

Как видно из табл. 1, масса электрона почти в 1840 раз меньше массы протона и нейтрона. Поэтому масса атома практически равна массе ядра — сумме масс нуклонов — протонов и нейтронов.

Свойства ядра определяются в основном его составом — числом протонов и нейтронов. Как известно, число протонов в ядре характеризует его заряд и принадлежность атома данному химическому элементу. Другой важной характеристикой ядра является массовое число A, которое равно общему числу протонов Z и нейтронов N, входящих в состав ядра:

$$A = Z + N.$$

* Напомним, что моль — одна из основных единиц СИ. Моль — количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в нуклиде ^{12}C массой 0,012 кг. Структурные элементы могут быть атомами, ионами, молекулами, электронами и другими частицами или группами частиц.

Атомы с различным числом протонов (Z) и нейтронов (N), но с одинаковым числом нуклонов (A) называются *изобарами*. Атомы с одинаковым числом протонов (Z) называются *изотопами*, а с одинаковым числом нейтронов (N) — *изотонами*. Примеры ядер — изотопов, изобаров и изотонов — приведены ниже*:

Изотопы	Изобары	Изотоны
$^{40}_{20}Ca$ (20 p, 20 n)	$^{40}_{18}Ar$ (18 p, 22 n)	$^{136}_{54}Xe$ (54 p, 82 n)
$^{42}_{20}Ca$ (20 p, 22 n)	$^{40}_{19}K$ (19 p, 21 n)	$^{138}_{56}Ba$ (56 p, 82 n)
$^{43}_{20}Ca$ (20 p, 23 n)	$^{40}_{20}Ca$ (20 p, 20 n)	$^{139}_{57}La$ (57 p, 82 n)

Сопоставление показывает, что масса ядра всегда меньше арифметической суммы масс протонов и нейтронов, входящих в его состав. Разность между этими величинами называется *дефектом массы*. Так, масса ядра изотопа гелия ^4_2He(2p, 2n) равна 4,001506 а. е. м., тогда как сумма масс двух протонов и двух нейтронов составляет 4,031882 а. е. м. (2·1,007276 + 2·1,008665), т. е. дефект массы равен 0,030376 а. е. м.

Дефект массы характеризует устойчивость атомных ядер и энергию связи нуклонов в ядре. Дефект массы соответствует энергии, которая выделяется при образовании ядра из свободных протонов и нейтронов и может быть вычислена из соотношения Эйнштейна $E = mc^2$, где E — энергия; m — масса, c — скорость света в вакууме ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с).

Согласно этому соотношению уменьшение массы на 0,030376 а. е. м. при образовании ядра гелия из двух протонов и двух нейтронов соответствует выделению огромного количества энергии в 28, 2 МэВ (1 МэВ = 10^{-6} эВ). Отсюда средняя энергия связи в ядре на один нуклон составляет примерно 7 МэВ. Энергия связи нуклонов в ядре в миллионы раз превышает энергию связи атомов в молекуле (~5 эВ). Поэтому-то при химических превращениях веществ атомные ядра не изменяются.

Согласно современной теории атомное ядро имеет оболочечное строение. Протоны и нейтроны независимо друг от друга заполняют ядерные слои и подслои, подобно тому как это наблюдается для электронов в электронной оболочке атома.

В настоящее время известно около 300 устойчивых и свыше 1400 радиоактивных ядер. Замечено, что ядра с числом протонов или нейтронов, равным 2, 8, 14, 20, 28, 50, 82, и числом нейтронов 126, 152 заметно отличаются по свойствам от остальных. Предполагается, что эти *магические числа* нуклонов соответствуют завершенным ядерным слоям и подслоям. Магическими ядра могут быть: по числу протонов, по числу нейтронов и по числу протонов и нейтронов (дважды магические). К дважды магическим относятся ядра ^2_4He (2p, 2n), $^{16}_8O$ (8p, 8n), $^{28}_{14}Si$(14p, 14n), $^{40}_{20}Ca$ (20p, 20n) и $^{208}_{82}Pb$ (82p, 126n). По числу протонов магическими являются $_{28}Ni$, $_{50}Sn$, $_{82}Pb$, а по числу нейтронов магическими являются $^{88}_{38}Sr$(38p, 50n), $^{90}_{40}Zr$(40p, 50n), $^{138}_{56}Ba$ (56p, 82n), $^{139}_{57}La$(57p, 82n), $^{140}_{58}Ce$(58p, 82n) и др.

* Массовое число и порядковый номер элемента (число протонов) обозначают числовыми индексами слева от символа химического элемента; верхний индекс означает массовое число, нижний — заряд ядра.

Глава 1
ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА АТОМА

§ 1. Основные положения квантовой механики

Современная теория строения атома основана на законах, описывающих движение микрочастиц (микрообъектов). Поскольку массы и размеры микрочастиц чрезвычайно малы по сравнению с массами и размерами макроскопических тел, свойства и закономерности движения отдельной микрочастицы качественно отличаются от свойств и закономерностей движения макроскопического тела, уже давно изученных классической физикой. В 20-е годы XX в. возник новый раздел физики, описывающий движение и взаимодействия микрочастиц, — *квантовая* (или *волновая*) механика. Она основывается на представлении о квантовании энергии, волновом характере движения микрочастиц и вероятностном (статистическом) методе описания микрообъектов.

Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Примерно в начале XX в. исследования ряда явлений (излучение раскаленных тел, фотоэффект, атомные спектры) привели к выводу, что энергия распространяется и передается, поглощается и испускается не непрерывно, а дискретно, отдельными порциями — *квантами*. Энергия системы микрочастиц также может принимать только определенные значения, которые являются кратными числами квантов. Таким образом, энергия этих систем может изменяться лишь скачкообразно или, как говорят, она *квантуется*.

Предположение о квантовании энергии впервые было высказано Максом Планком (1900) и позже обосновано Альбертом Эйнштейном (1905). Энергия кванта ΔE зависит от частоты излучения ν:

$$\Delta E = h\nu, \qquad (1)$$

где h — универсальная постоянная, названная *постоянной Планка*; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

Частота колебаний и длина волны связаны соотношением $\lambda\nu = c$, где c — скорость света ($3 \cdot 10^8$ м/с).

Согласно соотношению (1) чем меньше длина волны (т. е. чем больше частота колебаний), тем больше энергия кванта и, наоборот, чем больше длина волны (т. е. чем меньше частота колебаний), тем меньше энергия кванта. Таким образом, ультрафиолетовые и рентгеновские лучи обладают большей энергией, чем, скажем, радиоволны или инфракрасные лучи.

Волновой характер движения микрочастиц. Как известно, для описания электромагнитного излучения привлекают как волновые, так и корпускулярные представления: с одной стороны, монохроматическое излучение распространяется как волна и характеризуется длиной волны λ (или частотой колебания ν); с другой стороны, оно состоит из микрочастиц — *фотонов*, переносящих кванты энергии.

Явления дифракции и интерференции электромагнитного излучения (света, радиоволн, γ-лучей, рентгеновских лучей и пр.) убедительно доказывают его волновую природу. В то же время электромагнитное излучение обладает энергией, массой, производит давление и т. д. Так, вычислено, что за год масса Солнца уменьшается за счет излучения на $1{,}5 \cdot 10^{17}$ кг.

В 1924 г. Луи де Бройль предложил распространить корпускулярно-волновые представления на все микрочастицы, т. е. движение любой микрочастицы рассматривать как волновой процесс. Математически это нашло выражение в соотношении де Бройля, согласно которому частице, имеющей массу m и движущейся со скоростью v, соответствует волна длиной λ:

$$\lambda = h/mv. \qquad (2)$$

Гипотеза де Бройля была экспериментально подтверждена обнаружением у потока электронов дифракционного и интерференционного эффектов. В настоящее время дифракция потоков электронов, нейтронов, протонов широко используется для изучения структуры веществ (см. раздел IV).

Согласно соотношению (2) с движением электрона (масса $9{,}1 \times 10^{-31}$ кг, скорость порядка 10^6 м/с) ассоциируется волна длиной порядка 10^{-10} м, т. е. ее длина соизмерима с размерами атомов. Поэтому при рассеянии электронов кристаллами наблюдается дифракция, причем кристаллы выполняют роль дифракционной решетки.

С движением макрочастиц, наоборот, ассоциируется волна столь малой длины (10^{-29} м и меньше), что экспериментально волновой процесс обнаружить не удается.

Принцип неопределенности. Кажущуюся двойственную природу микрочастиц объясняет установленный Вернером Гейзенбергом в 1927 г. принцип неопределенности: *невозможно одновременно определить и скорость* (или *импульс* $p = mv$) *и положение микрочастицы* (ее *координаты*). Математическое выражение принципа неопределенности имеет вид

$$\Delta q \Delta v \geqslant \frac{h}{m}. \qquad (3)$$

Произведение неопределенностей положения (Δq) и скорости (Δv) никогда не может быть меньше h/m.

Из соотношения (3) следует, что чем точнее определены координаты частицы (чем меньше неопределенность Δq), тем менее определенной становится величина ее скорости (больше Δv) и наоборот. Так, если положение электрона определено с точностью до 10^{-12} м, то неопределенность в скорости составит 58 000 км/с (при скорости электрона 2000 км/с).

Для макрочастиц (тяжелых частиц) величина отношения h/m очень мала, поэтому для них справедливы законы классической механики, в рамках которых скорость и положение частицы могут быть точно определены одновременно.

Квантование энергии, волновой характер движения микрочастиц, принцип неопределенности — все это показывает, что классическая механика совершенно непригодна для описания поведения микрочастиц. Так, состояние электрона в атоме нельзя представить как движение материальной частицы по какой-то орбите. Квантовая механика отказывается от уточнения положения электрона в пространстве; она заменяет классическое понятие точного нахождения частицы понятием статистической **вероятности** нахождения электрона в данной точке пространства или в элементе объема dV вокруг ядра.

§ 2. Электронное облако

Волновая функция. Поскольку движение электрона имеет волновой характер, квантовая механика описывает его движение в атоме при помощи так называемой *волновой функции* ψ. В разных точках атомного пространства эта функция принимает разные значения. Математически это записывается равенством $\psi = \psi(x, y, z)$, где x, y, z — координаты точки. Физический смысл волновой функции объяснить трудно. Имеет определенный физический смысл ее квадрат ψ^2: он характеризует вероятность нахождения электрона в данной точке атомного пространства. Величина $\psi^2 dV$ представляет собой вероятность обнаружения рассматриваемой частицы в элементе объема dV.

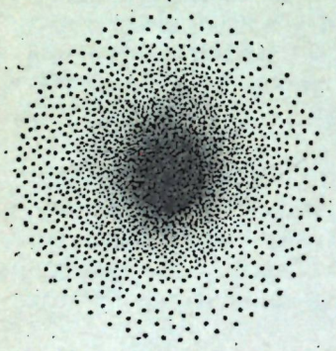


Рис. 1. Электронное облако

В качестве модели состояния электрона в атоме в квантовой механике принято представление об *электронном облаке*, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Одна из возможных форм электронного облака в атоме показана на рис. 1.

Этот рисунок можно интерпретировать следующим образом. Допустим, что в какой-то момент времени нам удалось сфотографировать положение электрона в трехмерном пространстве вокруг ядра, и на фотографии это отразится в виде точки. Повторим такое определение тысячи раз. Новые фотографии, сделанные через малые промежутки времени, обнаружат электрон все в новых положениях. Множество таких фотографий при наложении образуют картину, напоминающую облако. Очевидно, облако окажется наиболее плотным там, где наибольшее число точек, т. е. в областях наиболее вероятного нахождения электрона.

Очевидно, чем прочнее связь электрона с ядром, тем электронное облако меньше по размерам и плотнее по распределению заряда. Электронное облако часто изображают в виде *граничной поверхности* (охватывающей примерно 90% электронного облака). При этом обозначение плотности с помощью точек опускают (рис. 2). Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно пребывание электрона, называют *орбиталью**.

Применяются и другие способы изображения распределения электронной плотности относительно ядра, например с помощью

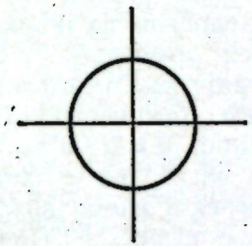


Рис. 2. Граничная поверхность

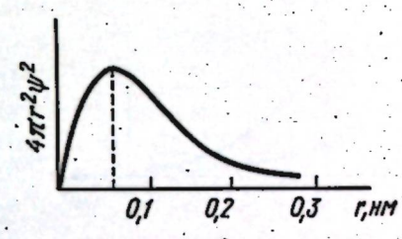


Рис. 3. Радиальное распределение вероятности нахождения электронов в атоме

кривой радиального распределения вероятности (рис. 3). Эта кривая показывает вероятность того, что электрон находится в тонком концентрическом шаровом слое радиуса r толщины dr вокруг ядра. Объем этого слоя равен $dV = 4\pi r^2 dr$. Общая вероятность нахождения электрона в этом слое $(4\pi r^2 dr)\psi^2$. Рис. 3 выражает зависимость $4\pi r^2\psi^2$ от r.

Вычисление вероятности нахождения электрона в данном месте атома (молекулы) и его энергии — сложная математическая проблема. Она решается с помощью волнового уравнения Шредингера.

Волновое уравнение Шредингера. В 1926 г. Эрвин Шредингер предложил уравнение, получившее название **волнового уравнения Шредингера**, которое в квантовой механике играет такую же роль, какую законы Ньютона играют в классической механике.

Уравнение Шредингера связывает волновую функцию ψ с потенциальной энергией электрона U и его полной энергией E:

$$\nabla^2\psi = \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - U)\psi = 0.$$

Здесь $\nabla^2\psi = \frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}$ — сумма вторых производных волновой функции ψ по координатам x, y и z; m — масса электрона; h — постоянная Планка.

* Такое толкование орбитали несколько упрощенно. Орбиталь — понятие математическое, смысл которого вытекает из волнового уравнения.

Не выясняя математический смысл волнового уравнения, отметим, что его приемлемые решения возможны только при вполне определенных дискретных значениях энергии электрона. Различным функциям ψ_1, ψ_2, ψ_3, ..., ψ_n, которые являются решением волнового уравнения, каждой соответствует свое значение энергии E_1, E_2, ..., E_n. Таким образом, квантование энергии микросистемы непосредственно вытекает из решения волнового уравнения.

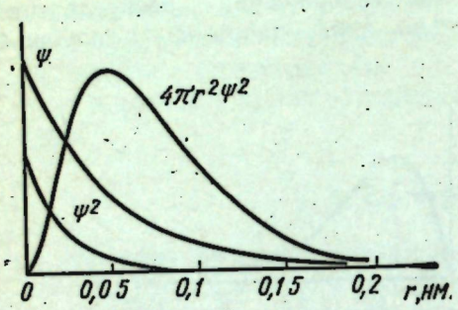


Рис. 4. Волновые функции и плотность вероятности для электрона атома водорода с наименьшей энергией

Волновая функция, являющаяся решением уравнения Шредингера, называется *орбиталью*. Соотношение волновых функций ψ и ψ^2, а также $4\pi r^2\psi^2$ для электрона с наименьшей энергией в атоме водорода показано на рис. 4. Понятно, что для электрона с другой энергией вид кривых будет иным.

§ 3. Атомные орбитали

Квантовые числа. Орбиталь можно однозначно описать с помощью набора целых чисел, называемых *квантовыми*. Их обозначают: n — главное квантовое число, l — орбитальное квантовое число, m_l — магнитное квантовое число.

Главное квантовое число. Энергетические уровни. Согласно условиям квантования электрон в атоме может находиться лишь в определенных *квантовых состояниях*, соответствующих определенным значениям его энергии связи с ядром. Так, волновые функции, получаемые решением волнового уравнения для атома водорода, соответствуют только таким энергиям, которые задаются выражением

$$E = -\frac{2\pi^2 me^4}{n^2h^2} \text{ или } E = -13{,}6\,\frac{1}{n^2} \text{ эВ},$$

где m — масса электрона; e — его заряд; h — постоянная Планка; n — любое целое число от 1 до ∞, называемое *главным квантовым числом*; $n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$.

Переход электрона из одного квантового состояния в другое связан со скачкообразным изменением его энергии. Графически энергию квантовых состояний и квантовые переходы электронов можно изобразить с помощью схемы уровней энергии (рис. 5). На схеме горизонтальные линии проведены на высотах, пропорциональных значениям энергии электрона в атоме, вертикальные указывают на возможные квантовые переходы.

Квантовое состояние атома с наименьшей энергией E_1 называется *нормальным* или *основным*. Остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии E_2, E_3, E_4, ... называются *возбужденными*. Электрон в основном состоянии связан с ядром наиболее прочно. Когда же атом находится в возбужденном состоянии, связь электрона с ядром ослабевает вплоть до отрыва электрона от атома при E_∞.

В основном состоянии атом может находиться неограниченное время, в возбужденном же состоянии — ничтожные доли секунды (10^{-8}—10^{-10} с).

Возбуждение атома происходит при нагревании, электроразряде, поглощении света и т. д., причем в любом случае атом поглощает лишь определенные порции — кванты энергии, соответствующие разности энергетических уровней электронов. Например, переход электрона в атоме водорода с уровня E_2 на уровень E_3 осуществляется при поглощении 1,89 эВ энергии. Обратный переход электрона сопровождается выделением точно такой же порции энергии.

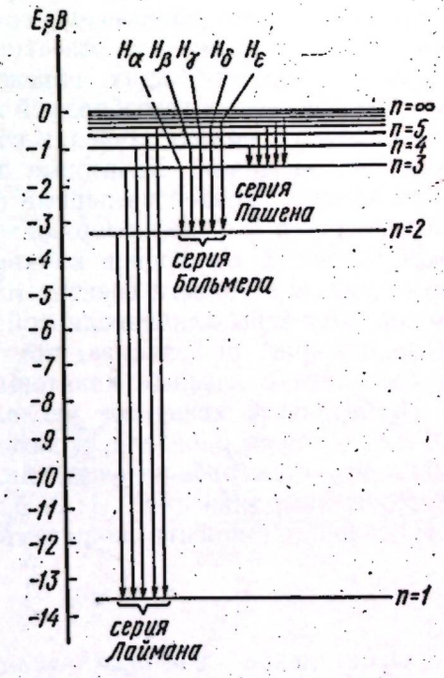


Рис. 5. Схема уровней энергии и квантовые переходы электрона атома водорода

Квантовые переходы электрона соответствуют скачкообразному изменению среднего размера электронного облака: уменьшение энергии связи электрона с ядром соответствует увеличению объема облака; увеличение энергии связи — сжатию облака.

Атомные спектры. Экспериментально квантование энергии атомов обнаруживается в их спектрах поглощения и испускания. Атомные спектры имеют линейчатый характер (рис. 6). Возникно-

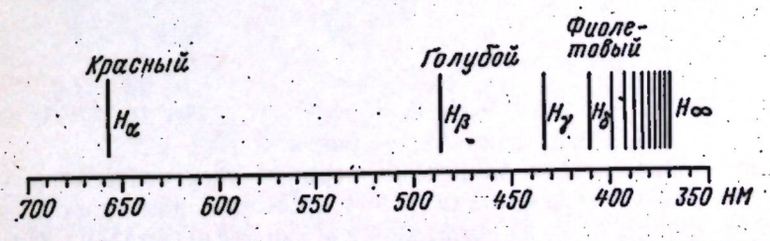


Рис. 6. Видимый спектр атомарного водорода (серия Бальмера)

вение линий в спектре обусловлено тем, что при возбуждении атомов (нагревании газа, электроразряде и пр.) электроны, принимая соответствующие порции энергии, переходят в состояния с более высокими энергетическими уровнями. В таком возбужденном состоянии атомы находятся лишь ничтожные доли секунды. Переход электронов в состояния с более низкими энергетическими уровнями сопровождается выделением квантов энергии согласно фундаментальному соотношению $\Delta E = h\nu$, что отвечает появлению в спектре отдельных линий, соответствующих определенной частоте колебаний (длине волны). Поскольку газообразный атомарный водород содержит множество атомов в разных степенях возбуждения, спектр состоит из большого числа линий. Квантовые переходы возбужденных электронов с различных уровней на первый (рис. 5) отвечают группе линий, находящихся в ультрафиолетовой области (*серия Лаймана*); переходы возбужденных электронов на второй уровень в основном соответствуют видимой области спектра (*серия Бальмера*); другие серии переходов выражены длинноволновой областью спектра. Видимый спектр водорода (рис. 6) возникает при переходе возбужденных электронов в состояние с главным квантовым числом $n = 2$. (*серия Бальмера*).

Орбитальное квантовое число. Формы орбиталей. Для характеристики формы орбитали, а следовательно, и формы электронного облака вводится *орбитальное* или *азимутальное* квантовое число l, которое имеет значения 0, 1, 2, 3, ..., $(n - 1)$. Оно отвечает значению орбитального момента количества движения электрона

$$M = \frac{h}{2\pi}\sqrt{l(l+1)}.$$

Орбитальное квантовое число l обычно обозначают буквами в соответствии со схемой:

Орбитальное квантовое число l	0	1	2	3	4	5
Обозначения	s	p	d	f	g	h

Для каждого значения n орбитальное квантовое число l принимает значения, заключенные между 0 и $(n - 1)$:

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число l	Обозначение орбитали (электронного облака)
1	0	$1s$
2	0, 1	$2s$, $2p$
3	0, 1, 2	$3s$, $3p$, $3d$
4	0, 1, 2, 3	$4s$, $4p$, $4d$, $4f$

Таким образом, для электрона первого энергетического уровня ($n = 1$) возможна только одна форма орбитали, для второго энергетического уровня ($n = 2$) возможны две формы орбиталей, для третьего уровня ($n = 3$) — три и т. д.

Согласно квантовомеханическим расчетам s-орбитали имеют форму шара, p-орбитали — форму гантели, d- и f-... орбитали — более сложные формы. Формы граничных поверхностей s-, p- и d-орбиталей показаны на рис. 7*. На изображении граничной поверхности часто указывают также знак волновой функции.

Для обозначения состояния электрона главное квантовое число ставят перед символом орбитального квантового числа. Например, $4s$ означает электрон, у которого $n = 4$ и $l = 0$ (облако имеет форму шара); $2p$ означает электрон, у которого $n = 2$ и $l = 1$ (облако имеет форму гантели) и т. д.

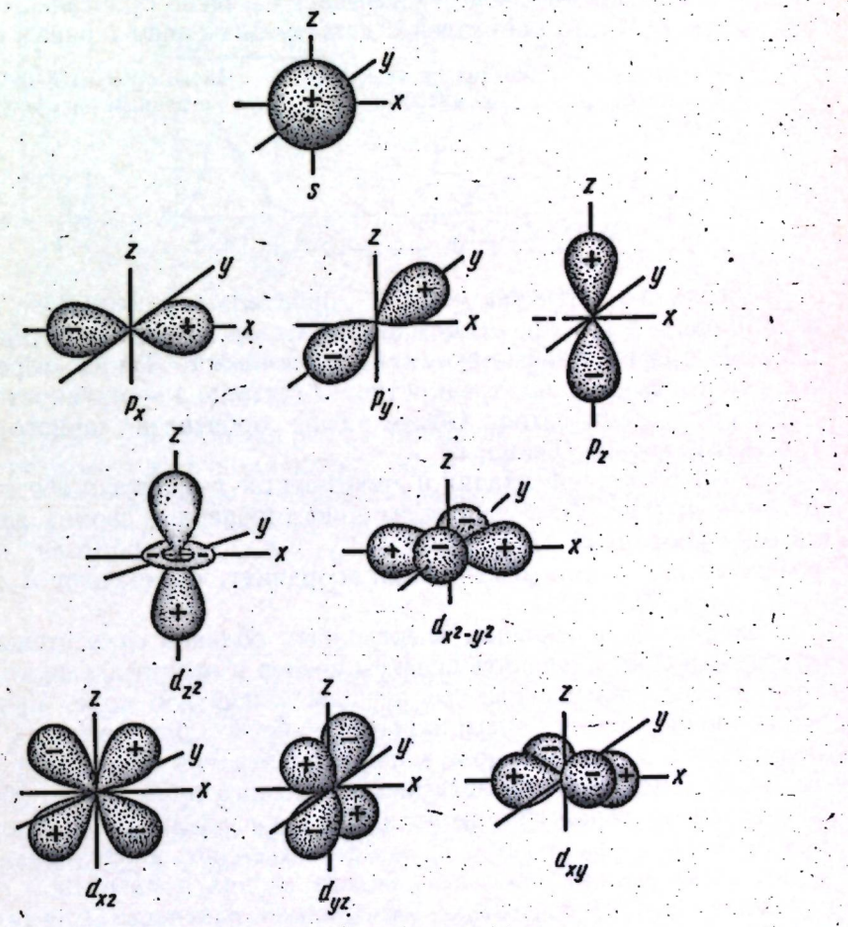


Рис. 7. Формы s-, p- и d-орбиталей

* Поскольку орбиталь описывается волновой функцией ψ, а распределение электронной плотности — ее квадратом ψ^2, форма орбитали (кроме s-типа) несколько отличается от формы электронного облака.

516404 ЦЕНТРАЛЬНАЯ НАУЧНАЯ БИБЛИОТЕКА

Магнитное квантовое число. Пространственная ориентация орбиталей. Для характеристики пространственного расположения орбиталей (облаков) применяется третье квантовое число m_l, называемое *магнитным*. Оно имеет следующие значения: 0, ± 1, ±2, ±3, ±...,±l и определяет значение проекции орбитального момента количества движения на выделенное направление (например, на ось z):

$$M_z = \frac{h}{2\pi} m_l.$$

Число значений магнитного квантового числа зависит от орбитального квантового числа и указывает на число орбиталей с данным значением l. Число орбиталей с данным значением l равно $(2l + 1)$.

Орбитальное квантовое число l	Магнитное квантовое число m_l	Число орбиталей (облаков) с данным значением l
0	0	1
1	1, 0, —1	3
2	2, 1, 0, —1, —2	5
3	3, 2, 1, 0, —1, —2, —3	7

s-Состоянию отвечает одна орбиталь, p-состоянию — три, d-состоянию — пять, f-состоянию — семь и т. д. Орбитали с одинаковой энергией называются *вырожденными*. Таким образом, p-состояние вырождено трехкратно, d-состояние — пятикратно, а f-состояние — семикратно. Общее число орбиталей данного энергетического уровня равно n^2.

По характеру ориентации в пространстве p-орбитали обозначаются p_x, p_y и p_z (рис. 7). d-Орбитали, ориентированные своими лопастями по осям координат, обозначают $d_{x^2-y^2}$ и d_{z^2}, а d-орбитали, ориентированные лопастями между осями координат, обозначают d_{xy}, d_{yz} и и d_{xz} (рис. 7).

Различие в ориентации электронных облаков относительно друг друга позволяет объяснить спектры атомов в магнитном поле. В спектрах атомов, помещенных во внешнее магнитное поле, происходит расщепление линий — возникновение новых близлежащих линий, поскольку в магнитном поле энергия электронов изменяется. Энергетические изменения при действии магнитного поля можно объяснить различием в характере расположения электронных облаков относительно друг друга (рис. 7), а следовательно, и различными «дозволенными» углами поворота каждого из них в магнитном поле.

Радиальное распределение электронной плотности орбиталей. На рис. 8 показано радиальное распределение электронной плотности для s-, p- и d-орбиталей атома водорода. Как видно из рисунка, число максимумов на кривой распределения электронной плотности определяется главным квантовым числом. Для s-электронов число максимумов равно значению главного квантового числа, для p-электронов — на единицу меньше, а для d-электронов — на две единицы

меньше значения главного квантового числа. Нулевые положения ψ^2 называются *узлами*; они отвечают изменению знака волновой функции ψ.

Спиновое квантовое число. Изучение тонкой структуры атомных спектров показало, что кроме различия размеров облаков, их формы и характера расположения друг относительно друга электроны раз-

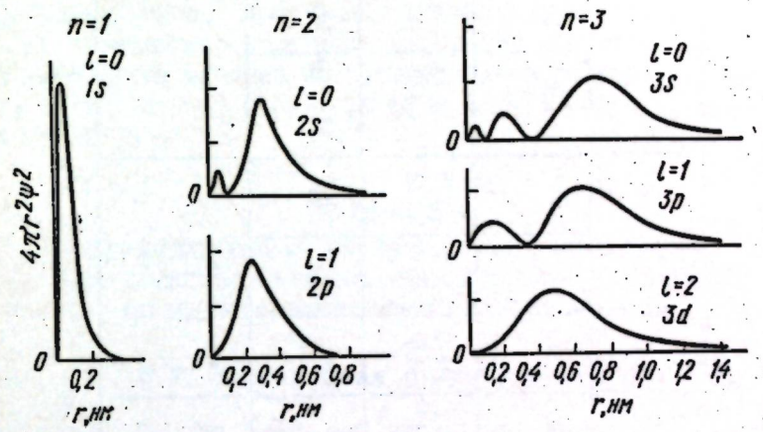


Рис. 8. Радиальное распределение вероятности нахождения электрона (электронной плотности) на расстоянии r от ядра

личаются спином. Упрощенно спин можно представить как собственное вращение электрона вокруг своей оси. Для характеристики спина электрона вводится четвертое квантовое число m_s, называемое *спиновым*. Оно имеет значения $+^1/_2$ и $-^1/_2$.

* * *

Подведем некоторые итоги сказанному. Состояние электрона в атоме может быть описано с помощью четырех квантовых чисел: n, l, m_l и m_s. Они характеризуют спин, энергию электрона, объем и форму пространства, в котором вероятно его пребывание около ядра. При переходе атома из одного квантового состояния в другое, в связи с чем меняются значения квантовых чисел, происходит перестройка электронного облака. При этом атом поглощает или испускает квант энергии.

Принцип Паули. В 1925 г. Вольфгангом Паули был высказан принцип: *в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел*. Иными словами, данными значениями квантовых чисел n, l, m_l, m_s может характеризоваться только один электрон. Для любого другого электрона в атоме должно быть иным значение хотя бы одного из квантовых чисел.

Таблица 2

Квантовые состояния электронов, емкость трех слоев и подслоев электронных оболочек

Главное квантовое число n	1	2				3															
Орбитальное квантовое число l	0	0		1			0		1			2									
Магнитное квантовое число m_l	0	0	+1	0	−1		0	+1	0	−1		+2	+1	0	−1	−2					
Спиновое квантовое число m_s	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2		+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2		+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2	+1/2 −1/2					
Символы орбиталей	1s	2s	$2p_x$	$2p_z$	$2p_y$		3s	$3p_x$	$3p_z$	$3p_y$		$3d_{x^2-y^2}$	$3d_{xz}$	$3d_{z^2}$	$3d_{yz}$	$3d_{xy}$					
Максимальное число электронов с данным значением l (емкость квантового подслоя)	2	2	6				2	6				10									
Максимальное число электронов с данным значением n (емкость квантового слоя $2n^2$)	2	8					18														

Из принципа Паули непосредственно вытекает, что на одной орбитали может находиться лишь два электрона — с $m_s = +1/2$ и $-1/2$.

Следовательно, в s-состоянии (одна орбиталь) может быть лишь два электрона, в p-состоянии (три орбитали) — шесть, в d-состоянии (пять орбиталей) — десять, в f-состоянии (семь орбиталей) — четырнадцать электронов и т. д.

Поскольку число орбиталей данного энергетического уровня равно n^2, то емкость энергетического уровня составляет $2n^2$ электронов, т. е. емкость уровней по мере удаления от ядра увеличивается и составляет 2 ($n = 1$), 8 ($n = 2$), 18 ($n = 3$), 32 ($n = 4$) и т. д. электронов (табл. 2).

Глава 2

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА КАК ЕСТЕСТВЕННАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ЭЛЕКТРОННЫМ СТРУКТУРАМ АТОМОВ

§ 1. Электронная структура атомов

Конфигурация электронной оболочки невозбужденного атома определяется зарядом его ядра. Электроны с одинаковым значением главного квантового числа n образуют *квантовый слой* близких по размерам облаков. Слои с $n = 1, 2, 3, 4, \ldots$ обозначаются соответственно буквами K, L, M, N... . По мере удаления от ядра емкость слоев увеличивается и в соответствии со значением n составляет 2 (слой K), 8 (слой L), 18 (слой M), 32 (слой N) ... электронов (см. табл. 2). Квантовые слои в свою очередь построены из *подслоев*, объединяющих электроны с одинаковым значением орбитального квантового числа l. А подслои составлены из *орбиталей*: на каждой орбитали могут находиться максимум два электрона (с противоположными спинами).

Наиболее устойчиво состояние атома, в котором электроны имеют наиболее низкую энергию, т. е. находятся в наиболее близких к ядру слоях. Последовательность энергетических состояний в порядке возрастания энергии орбитали многоэлектронных атомов можно представить следующим образом: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p <$

Рис. 9. Энергетические уровни в многоэлектронных атомах (примерная схема)

Таблица 3

Электронные конфигурации атомов элементов

Период	z	Элемент	Электронная конфигурация
1	1	H	$1s^1$
	2	He	$1s^2$
2	3	Li	$[He]2s^1$
	4	Be	$2s^2$
	5	B	$2s^22p^1$
	6	C	$2s^22p^2$
	7	N	$2s^22p^3$
	8	O	$2s^22p^4$
	9	F	$2s^22p^5$
	10	Ne	$2s^22p^6$
3	11	Na	$[Ne]3s^1$
	12	Mg	$3s^2$
	13	Al	$3s^23p^1$
	14	Si	$3s^23p^2$
	15	P	$3s^23p^3$
	16	S	$3s^23p^4$
	17	Cl	$3s^23p^5$
	18	Ar	$3s^23p^6$
4	19	K	$[Ar]4s^1$
	20	Ca	$4s^2$
	21	Sc	$3d^14s^2$
	22	Ti	$3d^24s^2$
	23	V	$3d^34s^2$
	24	Cr	$3d^54s^1$
	25	Mn	$3d^54s^2$
	26	Fe	$3d^64s^2$
	27	Co	$3d^74s^2$
	28	Ni	$3d^84s^2$
	29	Cu	$4d^{10}4s^1$
	30	Zn	$3d^{10}4s^2$
	31	Ga	$3d^{10}4s^24p^1$
	32	Ge	$3d^{10}4s^24p^2$
	33	As	$3d^{10}4s^24p^3$
	34	Se	$3d^{10}4s^24p^4$
	35	Br	$3d^{10}4s^24p^5$
	36	Kr	$3d^{10}4s^24p^6$
5	37	Rb	$[Kr]5s^1$
	38	Sr	$5s^2$
	39	Y	$4d^15s^2$
	40	Zr	$4d^25s^2$
	41	Nb	$4d^45s^1$
	42	Mo	$4d^55s^1$
	43	Tc	$4d^55s^2$
	44	Ru	$4d^75s^1$
	45	Ph	$4d^85s^1$
	46	Pd	$4d^{10}$
	47	Ag	$4d^{10}5s^1$
	48	Cd	$4d^{10}5s^2$
5	49	In	$4d^{10}5s^25p^1$
	50	Sn	$4d^{10}5s^25p^2$
	51	Sb	$4d^{10}5s^25p^3$
	52	Te	$4d^{10}5s^25p^4$
	53	I	$4d^{10}5s^25p^5$
	54	Xe	$4d^{10}5s^25p^6$
6	55	Cs	$[Xe]\,6s^1$
	56	Ba	$6s^2$
	57	La	$5d^16s^2$
	58	Ce	$4f^26s^2$
	59	Pr	$4f^36s^2$
	60	Nd	$4f^46s^2$
	61	Pm	$4f^56s^2$
	62	Sm	$4f^66s^2$
	63	Eu	$4f^76s^2$
	64	Gd	$4f^75d^16s^2$
	65	Tb	$4f^96s^2$
	66	Dy	$4f^{10}6s^2$
	67	Ho	$4f^{11}6s^2$
	68	Er	$4f^{12}6s^2$
	69	Tm	$4f^{13}6s^2$
	70	Yb	$4f^{14}6s^2$
	71	Lu	$4f^{14}5d^16s^2$
	72	Hf	$5d^26s^2$
	73	Ta	$5d^36s^2$
	74	W	$5d^46s^2$
	75	Re	$5d^56s^2$
	76	Os	$5d^66s^2$
	77	Ir	$5d^76s^2$
	78	Pt	$5d^96s^1$
	79	Au	$5d^{10}6s^1$
	80	Hg	$5d^{10}6s^2$
	81	Tl	$5d^{10}6s\ 6p^1$
	82	Pb	$5d^{10}6s^26p^3$
	83	Bi	$5d^{10}6s^26p^3$
	84	Po	$5d^{10}6s^26p^4$
	85	At	$5d^{10}6s^26p^5$
	86	Rn	$5d^{10}6s^26p^6$
7	87	Fr	$[Rn]\,7s^1$
	88	Ra	$7s^2$
	89	Ac	$6d^17s^2$
	90	Th	$6d^27s^2$
	91	Pa	$5f^27d^17s^2$
	92	U	$5f^36d^17s^2$
	93	Np	$5f^46d^17s^2$
	94	Pu	$5f^67s^2$

$< 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p$ и т. д. (рис. 9).

Порядок заполнения орбиталей данного подслоя подчиняется правилу Хунда: *суммарное спиновое число электронов данного подслоя должно быть максимальным.*

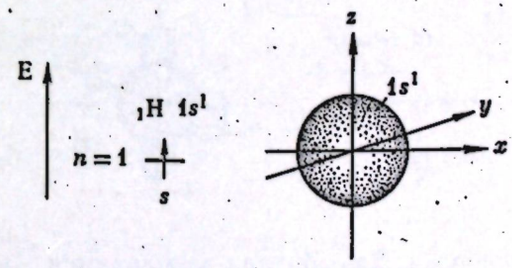
Иными словами, орбитали данного подслоя заполняются сначала по одному, затем по второму электрону. Электроны с противоположными спинами на одной и той же орбитали образуют двухэлектронное облако (спариваются) и их суммарный спин равен нулю.

Электронные конфигурации атомов элементов в основном состоянии приведены в табл. 3.

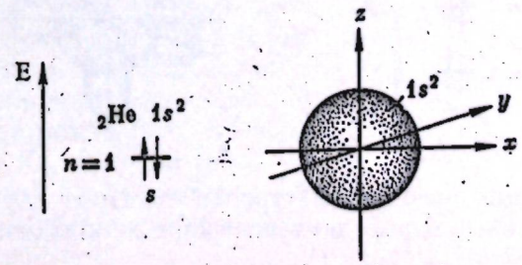
Порядок формирования электронных оболочек атомов можно проследить также по помещенным на форзацах книги вариантам периодической системы элементов Д. И. Менделеева.

При составлении схем распределения электронов в атоме пользуются следующими обозначениями: черта — орбиталь, стрелка — электрон, направление стрелки — ориентация его спина.

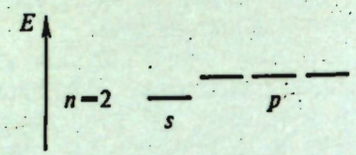
Элементы малых периодов. Первый период состоит из двух элементов. В атоме водорода электрон должен находиться на первом энергетическом уровне, т. е. электронная формула невозбужденного атома водорода $1s^1$. Поскольку *s*-электронные облака имеют форму шара, модель атома водорода можно представить схемой



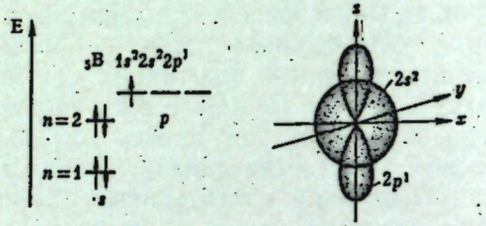
В соответствии с принципом Паули на одной орбитали могут находиться два электрона с противоположными спинами. Следовательно, электронная формула следующего после водорода элемента — гелия $1s^2$. Модель атома гелия аналогична модели атома водорода, так как два *s*-электрона образуют двухэлектронное облако:

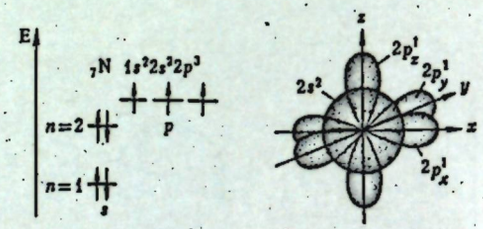


Второй и третий периоды содержат по 8 элементов. У элементов 2-го периода заполняется слой L ($n = 2$): сначала 2s-орбиталь, затем последовательно три 2p-орбитали:

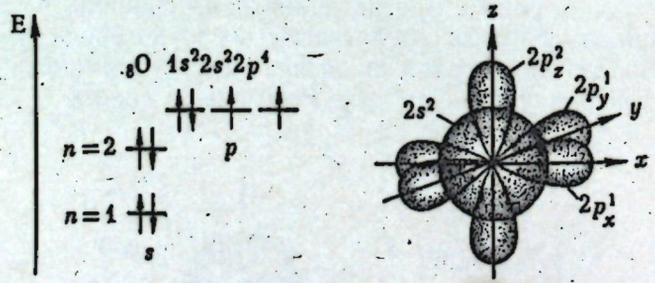


Ниже приведены электронные формулы, а также модели некоторых атомов элементов 2-го периода:

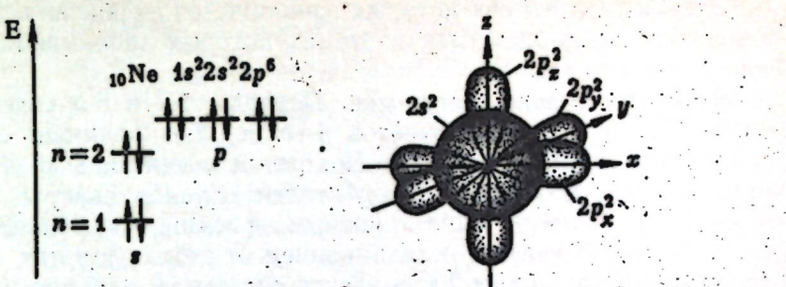




Начиная с кислорода, 2p-орбитали заполняются по второму электрону:

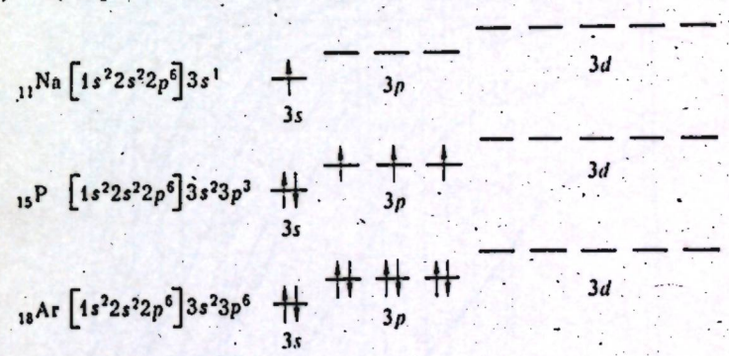


У неона восемь внешних электронов образуют высокосимметричную структуру из четырех двухэлектронных облаков:



В атоме неона достигается максимально возможное число электронов во втором квантовом слое. Таким образом, общее число элементов во 2-м периоде соответствует числу электронов второго энергетического уровня.

У элементов 3-го периода заполняется слой M ($n = 3$), состоящий из 3s-, 3p- и 3d-орбиталей. Как и во 2-м периоде, у двух первых элементов (Na и Mg) заполняются s-орбитали, у шести последних (Al—Ar) — p-орбитали, например



У атомов Na, P и Ar в двух первых слоях (K и L) повторяется структура атома неона, поэтому на приведенных схемах показан характер заполнения только внешнего слоя M.

У последнего элемента 3-го периода — аргона Ar (как и у Ne) завершается заполнение s- и p-орбиталей, т. е. внешний слой представляет собой совокупность четырех двухэлектронных облаков (одного в форме шара, трех других — в форме гантели). По максимумам распределения электронной плотности (рис. 10) можно различить K-, L- и M-слои.

В отличие от 2-го периода в 3-м периоде во внешнем слое свободными остаются 3d-орбитали.

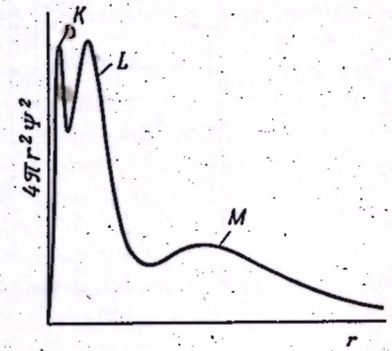


Рис. 10. Распределение электронной плотности в атоме аргона

Элементы, в атомах которых заполняются *s*-орбитали, называются *s-элементами*, а элементы, в атомах которых заполняются *p*-орбитали, — *p-элементами*.

Элементы больших периодов. Периоды 4-й и 5-й содержат по 18 элементов. У атомов элементов 4-го периода начинает заполняться 4*s*-орбиталь слоя N ($n = 4$). Появление электрона в 4*s*-состоянии при наличии свободных 3*d*-орбиталей обусловливается *экранированием* (заслонением) ядра плотным и симметричным электронным слоем $3s^2 3p^6$. В связи с отталкиванием от этого слоя для 19-го электрона атома кальция и 20-го электрона атома кальция оказывается

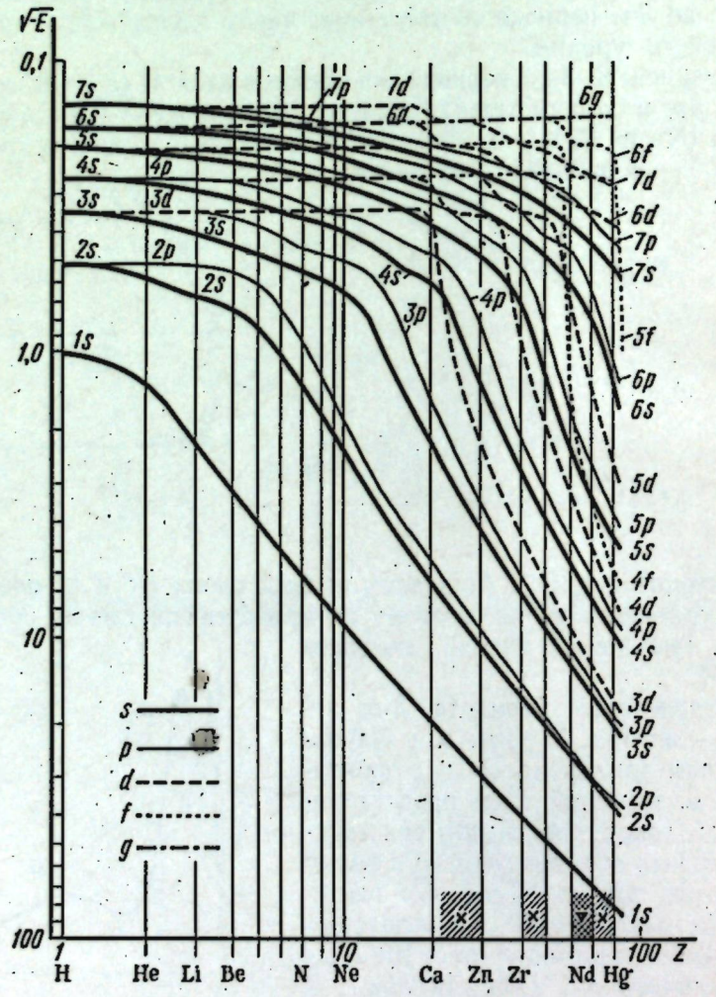


Рис. 11. Изменение уровней энергии в зависимости от порядкового номера элемента

энергетически выгодным 4*s*-состояние:

$$_{19}K\ \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$_{20}Ca\ \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

При дальнейшем возрастании эффективного заряда ядра у следующего после кальция элемента — скандия состояние 3*d* становится энергетически более выгодным, чем 4*p*.

Характер заполнения орбиталей атомов K, Ca, и Sc показывает, что энергия электронов зависит не только от заряда ядра, но и от взаимодействия между электронами. На рис. 11 показана зависимость энергии атомных орбиталей от порядкового номера элемента (логарифмическая шкала). За единицу энергии электрона принято значение 13,6 эВ (энергия электрона невозбужденного атома водорода). Анализ рис. 11 показывает, что с увеличением порядкового номера элемента Z энергия электронов данного состояния (1*s*, 2*s*, 2*p* и т. д.) уменьшается. Однако характер этого уменьшения для электронов разных энергетических состояний различен, что выражается в пересечении хода кривых. В частности, поэтому при $Z = 19$ и 20 кривые энергии 4*s*-электрона лежат н и ж е кривой энергии 3*d*-электрона, а при $Z = 21$ кривая энергии 3*d*-электрона лежит ниже кривой 4*p*-электрона. Таким образом, у калия и кальция заполняется 4*s*-орбиталь, а у скандия 3*d*-орбиталь.

Поскольку в *d*-состоянии может находиться десять электронов, 3*d*-орбитали заполняются и в атомах последующих элементов:

$$_{21}Sc\ \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$$
$$_{22}Ti\ \ \ \

Шестой период содержит 32 элемента и тоже начинается двумя *s*-элементами (Cs и Ba). Далее, у лантана начинает заполняться *d*-орбиталь предвнешнего слоя (5*d*-подслой):

$$_{57}La \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$$

У следующих за лантаном 14 элементов (Ce—Lu) вследствие роста эффективного заряда ядра 4*f*-состояние энергетически более выгодное, чем 5*d*-состояние (рис. 11). Поэтому у этих элементов происходит заполнение 4*f*-орбитали (второй снаружи квантовый слой). Затем продолжается заполнение 5*d*-орбитали (Hf—Hg). И этот период завершается шестью *p*-элементами (Tl—Rn). Таким образом, в 6-м периоде кроме двух *s*-элементов, десяти *d*-элементов и шести *p*-элементов располагаются еще четырнадцать *f-элементов*.

В седьмом периоде имеются два *s*-элемента (Fr, Ra), за ними следуют *d*-элемент Ac и четырнадцать *f*-элементов (Th—Lr), далее снова *d*-элементы (Ku и элемент с $Z = 105$). 7-й период не завершен.

Изложенное показывает, что по мере роста заряда ядра происходит закономерная периодическая повторяемость сходных электронных структур, а следовательно, и повторяемость свойств элементов.

В настоящее время периодический закон формулируется следующим образом: *свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.*

§ 2. Структура периодической системы

Существует много вариантов изображения периодической системы элементов Д. И. Менделеева (более 400). Наиболее распространены клеточные варианты, а из них — восьми-, восемнадцати- и тридцатидвухклеточные, соответствующие емкости квантовых слоев из 8, 18 и 32 электронов. Один из вариантов восьмиклеточной таблицы, так называемый короткий вариант, помещен на первом форзаце книги, а тридцатидвухклеточная таблица (длинный вариант) — на втором форзаце книги. Восемнадцатиклеточный вариант приведен в табл. 4.

Химические элементы по структуре невозбужденных атомов подразделяются на естественные совокупности, что отражено в периодической системе в виде горизонтальных и вертикальных рядов — периодов и групп.

Периоды и семейства элементов. Как мы видели, период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев. При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа *n* внешнего энергетического уровня. Различие в последовательности заполнения электронных слоев (внешних и более близких к ядру) объясняет причину различной длины периодов.

Таблица 4

Периодическая система Д. И. Менделеева (полудлинный вариант)

IA	IIA										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	Периоды
															1 H	2 He	1
3 Li	4 Be										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2
11 Na	12 Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		IB	IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	3
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	5
55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	6
87 Fr	88 Ra	89 Ac**	104 (Ku)	105 (Ns)														7
s		*d*									*p*							

*	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
**	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 (No)	103 (Lr)
	f													

Как мы видели, у *s*- и *p*-элементов заполняется внешний слой, у *d*-элементов — предвнешний, у *f*-элементов — третий снаружи. Поэтому отличия в свойствах наиболее отчетливо проявляются у соседних *s*-(*p*-)элементов. У *d*- и в особенности у *f*-элементов одного и того же периода отличия в свойствах проявляются менее отчетливо.

d- и *f*-Элементы данного периода объединяются в *семейства*. В 4—6-м периодах в семейства по 10 элементов объединяются *d*-элементы. Это — семейства 3*d*-(Sc—Zn), 4*d*- (Y—Cd) и 5*d*- (La, Hf—Hg) элементов. В 6-м и 7-м периодах в семейства по 14 элементов объединяются *f*-элементы. Это — семейства 4*f*-элементов (Ce—Lu), называемых *лантаноидами*, и семейство 5*f*-элементов (Th—Lr), называемых *актиноидами*.

В восьмиклеточных и восемнадцатиклеточных вариантах периодической системы семейства лантаноидов и актиноидов часто выносят за пределы таблицы. Подобный вариант приведен, в частности, в табл. 4.

Группы и подгруппы. В соответствии с максимальным числом электронов на внешнем слое невозбужденных атомов элементы периодической системы подразделяются на восемь групп. Положение в группах *s*- и *p*-элементов определяется общим числом электронов внешнего слоя. Например, фосфор ($3s^23p^3$), имеющий на внешнем слое пять электронов, относится к V группе, аргон ($3s^23p^6$) — к VIII, кальций ($4s^2$) — ко II группе и т. д.

Положение в группах *d*-элементов обусловливается общим числом *s*-электронов внешнего и *d*-электронов предвнешнего слоев. По этому признаку первые шесть элементов каждого семейства *d*-элементов располагаются в одной из соответствующих групп: скандий ($3d^14s^2$) в III, марганец ($3d^54s^2$) в VII, железо ($3d^64s^2$) в VIII и т. д. Цинк ($3d^{10}4s^2$), у которого предвнешний слой завершен и внешними являются $4s^2$-электроны, относится ко II группе.

По наличию на внешнем слое лишь одного электрона (за счет «провала» одного из 4*s*-электронов в 3*d*-подслой) медь ($3d^{10}4s^1$), а также серебро ($4d^{10}5s^1$) и золото ($5d^{10}6s^1$) относят к I группе. Кобальт ($3d^74s^2$) и никель ($3d^84s^2$), родий ($4d^85s^1$) и палладий ($4d^{10}$), иридий ($5d^76s^2$) и платину ($5d^96s^1$) вместе с Fe, Ru и Os обычно помещают в VIII группу.

В соответствии с особенностями электронных структур семейства 4*f*-(лантаноиды) и 5*f*-(актиноиды) элементов помещают в III группу.

Элементы групп подразделяются на подгруппы. *s*- и *p*-Элементы составляют так называемую *главную* подгруппу, или подгруппу А, *d*-элементы — *побочную*, или подгруппу В. Кроме того, часто в особую подгруппу так называемых *типических элементов* выделяют элементы малых периодов. В последнем случае, согласно Б. В. Некрасову, элементы группы подразделяются на три подгруппы: типические элементы и две подгруппы, составленные из элементов больших периодов. Например, IV группа периодической системы состоит из следующих подгрупп:

Типические элементы

C $1s^22s^22p^2$

Si $1s^22s^22p^63s^23p^2$

Элементы подгруппы германия		Элементы подгруппы титана	
Ge	$[Ne]3s^23p^63d^{10}4s^24p^2$	Ti	$[Ne]3s^23p^63d^24s^2$
Sn	$[Ar]4s^24p^64d^{10}5s^25p^2$	Zr	$[Ar]4s^24p^64d^25s^2$
Pb	$[Kr]5s^25p^65d^{10}6s^26p^2$	Hf	$[Kr]5s^25p^65d^26s^2$

Лантаноиды и актиноиды иногда объединяют во вторые побочные подгруппы. В каждой из них по два элемента — один лантаноид и один актиноид.

Глава 3
ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§ 1. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность

Все свойства элементов, определяемые электронной оболочкой атома, закономерно изменяются по периодам и группам периодической системы. При этом, поскольку в ряду элементов-аналогов электронные структуры сходны, но не тождественны, при переходе от одного элемента к другому в группах и подгруппах наблюдается не простое повторение свойств, а их более или менее отчетливо выраженное закономерное изменение.

Химическая природа элемента обусловливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена *энергией ионизации* атома и его *сродством к электрону*.

Энергия ионизации атома. Энергией ионизации I называется количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома:

$$Э^0 + I = Э^+ + e^-$$

Энергия ионизации выражается в кДж/моль или эВ/атом. Значения энергии ионизации в эВ/атом численно равны потенциалам ионизации в В.

Для многоэлектронных атомов энергии ионизации I_1, I_2, I_3, ... соответствуют отрыву первого, второго и т. д. электронов. При этом всегда $I_1 < I_2 < I_3$, так как увеличение числа оторванных электронов приводит к возрастанию положительного заряда образующегося иона.

В табл. 5 приведены значения энергий ионизации для некоторых атомов.

Из таблицы следует что энергия ионизации атома сильно зависит от его электронной конфигурации. В частности, завершенные слои обнаруживают повышенную устойчивость. Наименьшими значениями энергии ионизации I_1 обладают *s*-элементы первой группы (Li, Na, K). Значение же энергий ионизации I_2 у них резко возрастает, что отвечает удалению электрона из завершенного слоя (ns^2np^6 и $2s^2$ у Li). Аналогично для *s*-элементов II группы (Be, Mg, Ca) удалению электрона из завершенного слоя (ns^2np^6 и $2s^2$ у Be) отвечает резкое повышение энергии ионизации I_3.

Закономерности в изменении энергий ионизации. Кривая зависимости энергии отрыва первого электрона от порядкового номера элемента (рис. 12) имеет явно выраженный периодический характер. Наименьшей энергией ионизации (3—5 эВ) обладают *s*-элементы I группы, наибольшей — *s*- и *p*-элементы VIII группы. Возрастание энергии ионизации при переходе от *s*-элементов I группы к *p*-эле-

Таблица 5

Энергии ионизации атомов некоторых элементов (эВ)

Z	Элемент	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
1	H	13,599	—	—	—	—
2	He	24,588	54,418	—	—	—
3	Li	5,392	75,641	122,42	—	—
4	Be	9,323	18,211	153,85	217,657	—
5	B	8,298	25,156	37,92	259,298	340,127
6	C	11,260	24,383	47,87	64,48	392,00
7	N	14,534	29,602	47,43	77,450	97,863
8	O	13,618	35,118	54,89	77,394	113,873
9	F	17,423	34,987	62,65	87,23	114,214
10	Ne	21,565	41,08	63,5	97,16	126,4
11	Na	5,139	47,304	71,65	98,88	138,60
12	Mg	7,646	15,035	80,12	109,29	141,23
13	Al	5,986	18,828	28,44	119,96	153,77
14	Si	8,152	16,342	33,46	45,13	166,73
15	P	10,487	19,73	30,16	51,354	65,007
16	S	10,360	23,35	35,0	47,29	72,5
17	Cl	12,968	23,80	39,9	53,5	57,80
18	Ar	15,760	27,63	40,90	59,79	75,0
19	K	4,341	31,820	46	60,90	—
20	Ca	6,113	11,871	51,21	67	84,39
21	Sc	6,562	12,80	24,75	74,5	93,9
22	Ti	6,82	13,58	27,5	45,40	101,7
23	V	6,740	14,21	29,3	48,35	68,7
24	Cr	6,765	16,50	31,0	50,9	72,4
25	Mn	7,435	15,640	33,69	53,4	75,8
26	Fe	7,893	16,183	30,64	55,9	79,0
27	Co	7,87	17,06	33,49	53,2	82,2
28	Ni	7,635	18,15	35,16	56,0	79,1
29	Cu	7,726	20,292	36,83	58,9	82,7
30	Zn	9,394	17,964	39,70	61,6	86,3
31	Ga	5,998	20,514	30,70	64,3	89,8

ментам VIII группы обусловливается возрастанием эффективного заряда ядра.

Наряду с резко выраженными максимумами и минимумами на кривой энергии ионизации наблюдаются слабо выраженные, что можно объяснить с помощью двух взаимосвязанных представлений: об экранировании заряда ядра и о проникновении электронов к ядру.

Эффект экранирования заряда ядра обусловлен наличием в атоме между данным электроном и ядром других электронов, которые экранируют, ослабляют воздействие на этот электрон положительного заряда ядра и тем самым ослабляют связь его с ядром. Понятно, что экранирование возрастает с увеличением числа внутренних электронных слоев.

Эффект проникновения электронов к ядру обусловлен тем, что, согласно квантовой механике, все электроны (даже внешние)

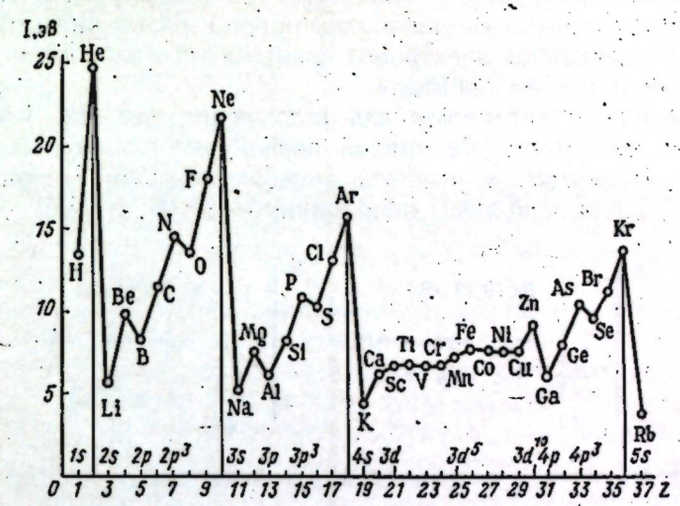


Рис. 12. Зависимость энергии ионизации атома от порядкового номера элемента

определенное время находятся в области, близкой к ядру. Поэтому можно сказать, что внешние электроны проникают к ядру через слои внутренних электронов. Об этом, например, свидетельствует рис. 13. Как видно из рисунка, внешний 3*s*-электрон атома натрия обладает весьма значительной вероятностью находиться вблизи ядра в области внутренних *K*- и *L*-электронных слоев.

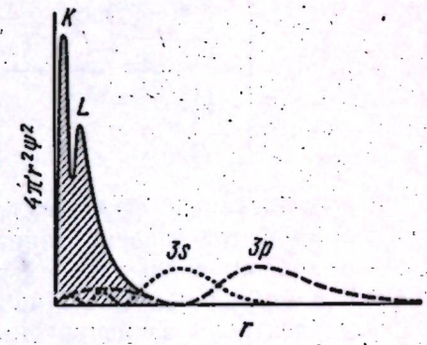


Рис. 13. Радиальное распределение электронной плотности в атоме натрия

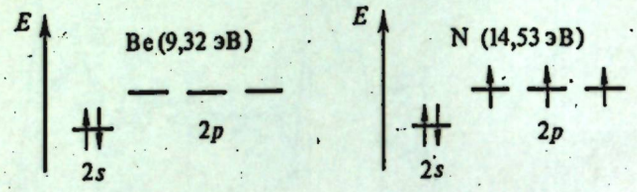
Концентрация электронной плотности у ядра (степень проникновения электронов) при одном и том же главном квантовом числе наибольшая для *s*-электрона, меньше — для *p*-электрона, еще меньше — для *d*-электрона и т. д. Например, при $n = 3$ степень проникновения убывает в последовательности $3s > 3p > 3d$. Сказанное наглядно иллюстрирует рис. 8.

Понятно, что эффект проникновения увеличивает прочность связи внешних электронов с ядром. Этим, в частности, определяется порядок заполнения в многоэлектронных атомах *s*-, *p*-, *d*-, *f*-..., орбиталей при данном *n*.

Можно сделать также вывод, что вследствие более глубокого проникновения *s*-электроны в большей степени экранируют ядро, чем *p*-электроны, а последние — сильнее, чем *d*-электроны, и т. д.

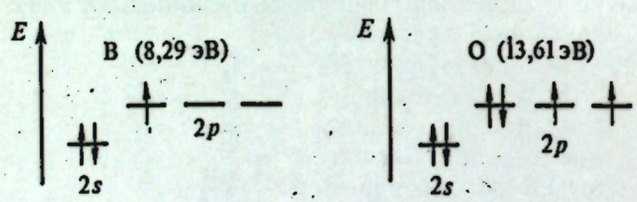
Влияние на прочность связи электронов с ядром оказывает также взаимное отталкивание электронов одного и того же слоя и в особенности одной и той же орбитали.

Воспользуемся сказанным для объяснения рис. 12. Как видно, внутренние максимумы на кривой первой энергии ионизации соответствуют элементам, у которых внешние подслои завершены — s^2 (Be, Mg, Zn) или заполнены наполовину — p^3 (N, P, As).



что свидетельствует о повышенной устойчивости подобных конфигураций.

Следующий непосредственно затем минимум отвечает появлению электрона в новом, более далеком от ядра *p*-подслое (B, Al, Ga), экранированном от ядра конфигурацией s^2, либо взаимным отталкиванием двух электронов одной и той же *p*-орбитали (O, S, Se):



В соответствии с особенностями электронных структур у элементов *d*(*f*)-семейства энергии ионизации близки. На участке кривой Sc—Zn хорошо видны две площадки, соответствующие заполнению первой и второй половин 3*d*-подслоя. Заполнение 3*d*-орбиталей по одному электрону заканчивается у Mn($3d^5 4s^2$), что отмечается некоторым повышением относительной устойчивости $4s^2$-конфигурации, проникшей под экран $3d^5$-конфигурации. Наибольшее значение энергии ионизации имеет Zn($3d^{10} 4s^2$), что находится в соответствии с полным завершением 3*d*-подслоя и стабилизацией электронной пары, проникшей под экран $3d^{10}$-конфигурации. Значения третьих энергий ионизации (см. табл. 5) также показывают, что наиболее устойчивы конфигурации d^5 у Mn и d^{10} у Zn.

В подгруппах *s*- и *p*-элементов с увеличением порядкового номера элемента энергии ионизации в общем уменьшаются, тогда как в подгруппах *d*-элементов при переходе от 3*d*- к 5*d*-элементу энергии ионизации увеличиваются. Это видно, например, на элементах V группы:

p-Элементы	Z	I_1, эВ	*d*-Элементы	Z	I_1, эВ
As	33	9,82	V	23	6,74
Sb	51	8,64	Nb	41	6,88
Bi	83	7,29	Ta	73	7,89

Уменьшение энергии ионизации в подгруппах *s*- и *p*-элементов объясняется усиливающимся (по мере увеличения числа электронных слоев) экранированием заряда ядра электронами, предшествующими внешним электронам.

Повышение же энергии ионизации в подгруппах *d*-элементов можно объяснить эффектом проникновения электронов к ядру. Так, если у *d*-элементов 4-го периода 4*s*-электроны попадают под экран 3*d*-электронов, то у элементов 6-го периода 6*s*-электроны попадают уже под двойной экран 5*d*- и 4*f*-электронов. Отсюда при переходе от 4-го к 6-му периоду прочность связи внешних *s*-электронов с ядром повышается, а поэтому и энергия ионизации *d*-элементов возрастает.

Сродство к электрону. Сродством к электрону называется энергетический эффект *F* процесса присоединения электрона к нейтральному атому Э с превращением его в отрицательный ион $Э^-$:

$$Э + e^- = Э^- \pm F$$

Сродство к электрону может быть выражено в кДж/моль или эВ/атом. Сродство к электрону численно равно, но противоположно по знаку энергии ионизации отрицательно заряженного иона $Э^-$.

Надежные значения сродства к электрону найдены лишь для небольшого числа элементов. Понятно, что сродство к электрону зависит от электронной конфигурации атома, и в характере его изменения с увеличением порядкового номера элемента наблюдается отчетливо выраженная периодичность (рис. 14). Сравнение с изменением энергии ионизации показывает, что максимумы и минимумы на кривой сродства к электрону смещены по сравнению с кривой энергии ионизации на один элемент влево.

Как следует из данных табл. 6 и рис. 14, наибольшим сродством к электрону обладают *p*-элементы VII группы. Наименьшее и даже отрицательное сродство к электрону имеют атомы с конфигурацией s^2 (Be, Mg, Zn) и s^2p^6 (Ne, Ar, Kr) или с наполовину заполненным *p*-подслоем (N, P, As). Это служит дополнительным доказательством повышенной устойчивости указанных электронных конфигураций.

Выделением энергии сопровождается присоединение одного электрона к атомам кислорода, серы, углерода и некоторым другим. Таким образом, для указанных элементов силы притяжения к ядру дополнительного электрона оказываются большими, чем силы отталкивания между дополнительным электроном и электронной оболочкой атома.

Таблица 6

Сродство к электрону F атомов некоторых элементов*

Элемент	F, эВ	Элемент	F, эВ	Элемент	F, эВ
H	0,754	N	—0,21	Al	0,52
He	—0,22	O	1,467	Cl	3,61
Li	0,59	F	3,45	K	0,52
Be	—0,19	Ne	—0,57	Br	3,54
B	0,30	Na	0,34	I	3,29
C	1,27	Mg	—0,22		

* Сродство к электрону выражено через энергию ионизации отрицательных ионов $Э^-$.

Присоединение последующих электронов, т. е. двух, трех электронов и более к атому, согласно квантовомеханическим расчетам, невозможно. Поэтому одноатомные (простые) многозарядные анионы (O^{2-}, S^{2-}, N^{3-}) в свободном состоянии существовать не могут.

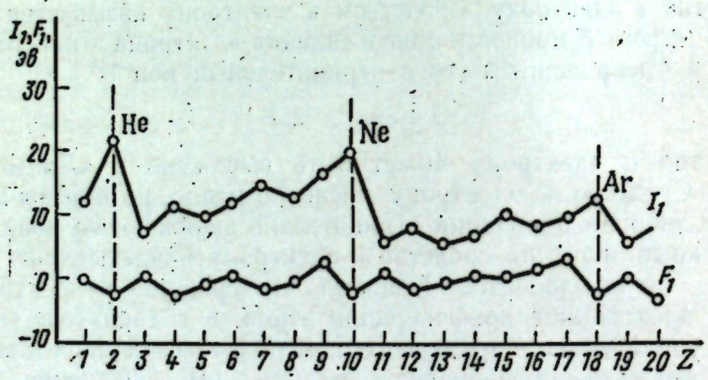


Рис. 14. Периодическая зависимость сродства к электрону и первой энергии ионизации атомов от порядкового номера элемента:
сродство к электрону взято с обратным знаком, т. е. приведены первые энергии ионизации отрицательно заряженных ионов $Э^-$

Электроотрицательность. Понятие электроотрицательности (ЭО) позволяет оценить способность атома данного элемента к оттягиванию на себя электронной плотности по сравнению с другими элементами соединения. Очевидно, что эта способность зависит от энергии ионизации атома и его сродства к электрону. Согласно одному из определений (Малликен) электроотрицательность атома χ может быть выражена как полусумма его энергии ионизации и сродства к электрону: $\chi = {}^1/_2 (I + F)$. Имеется около 20 шкал электроотрицательности, в основу расчета значений которых положены разные свойства веществ. Значения электроотрицательностей разных шкал отличаются, но относительное расположение элементов в ряду электроотрицательностей примерно одинаково. В шкале электроотрицательностей по Полингу (рис. 15) электроотрицательность фтора принята равной 4,0.

Как видно из приведенных данных, в периодах наблюдается общая тенденция роста величины электроотрицательности, а в под-

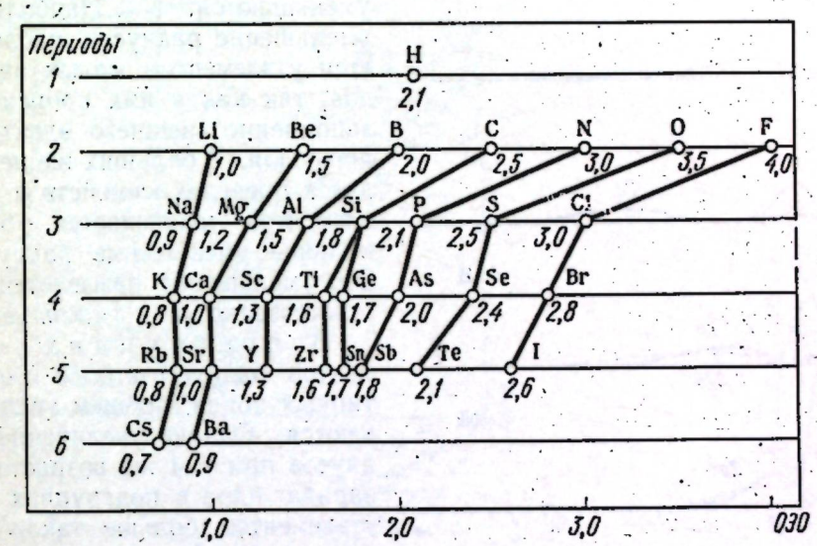


Рис. 15. Шкала электроотрицательностей по Полингу

группах — ее падения. Наименьшими значениями электроотрицательности характеризуются *s*-элементы I группы, а наибольшими — *p*-элементы VII группы.

Строго говоря, элементу нельзя приписать постоянную электроотрицательность. Она зависит от многих факторов, в частности от валентного состояния элемента, типа соединения, в которое он входит, и пр. Тем не менее это понятие полезно для качественного объяснения свойств химической связи и соединений.

§ 2. Атомные и ионные радиусы

Вследствие волнового характера движения электрона атом не имеет строго определенных границ. Поэтому измерить абсолютные размеры атомов невозможно. За радиус свободного атома можно принять теоретически рассчитанное положение главного максимума плотности внешних электронных облаков (рис. 16). Это так называемый *орбитальный радиус*. Практически приходится иметь дело с радиусами атомов, связанных друг с другом тем или иным типом химической связи. Такие радиусы следует рассматривать как некоторые *эффективные* (т. е. проявляющие себя в действии) величины.

Эффективные радиусы определяют при изучении строения молекул и кристаллов.

Изменение атомных и ионных радиусов в периодической системе имеет периодический характер (рис. 17). В периодах атомные и ионные радиусы по мере увеличения заряда ядра в общем уменьшаются. Наибольшее уменьшение радиусов наблюдается у элементов малых периодов, так как у них происходит заполнение внешнего электронного слоя. В больших же периодах в пределах семейств *d*- и *f*-элементов наблюдается более плавное уменьшение радиусов. Это уменьшение называется соответственно *d*- и *f*-*сжатием*.

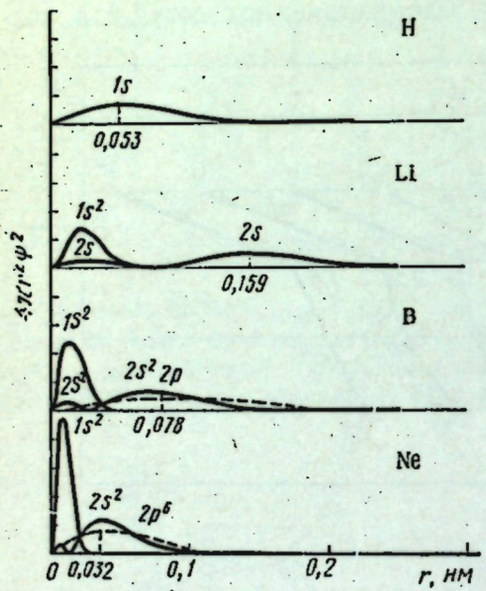


Рис. 16. Схемы радиальной электронной плотности и орбитальные радиусы атомов H, Li, B и Ne

В подгруппах элементов радиусы атомов и однотипных ионов в общем увеличиваются. Однако увеличение радиусов при том же возрастании заряда ядра в подгруппах *s*- и *p*-элементов больше такового в подгруппах *d*-элементов, например в V группе*:

p-Элементы

	Z	r, нм
As	33	0,148
Sb	51	0,161
Bi	83	0,182

d-Элементы

	Z	r, нм
V	23	0,134
Nb	41	0,145
Ta	73	0,146

Как видно, в подгруппе мышьяка при переходе от As к Bi атомный радиус увеличивается на 0,034 нм, а в подгруппе ванадия при переходе от V к Ta — всего на 0,012 нм.

Существенно подчеркнуть еще одну особенность для подгрупп *d*-элементов. Увеличение атомных и ионных радиусов в подгруппах *d*-элементов в основном отвечает переходу от элемента 4-го к элементу 5-го периода. Соответствующие же радиусы *d*-элементов 5-го и 6-го периодов данной подгруппы примерно одинаковы. Это объясняется тем, что увеличение радиусов за счет возрастания числа электронных

* Приведены эффективные радиусы, экспериментально найденные для металлического состояния простых веществ.

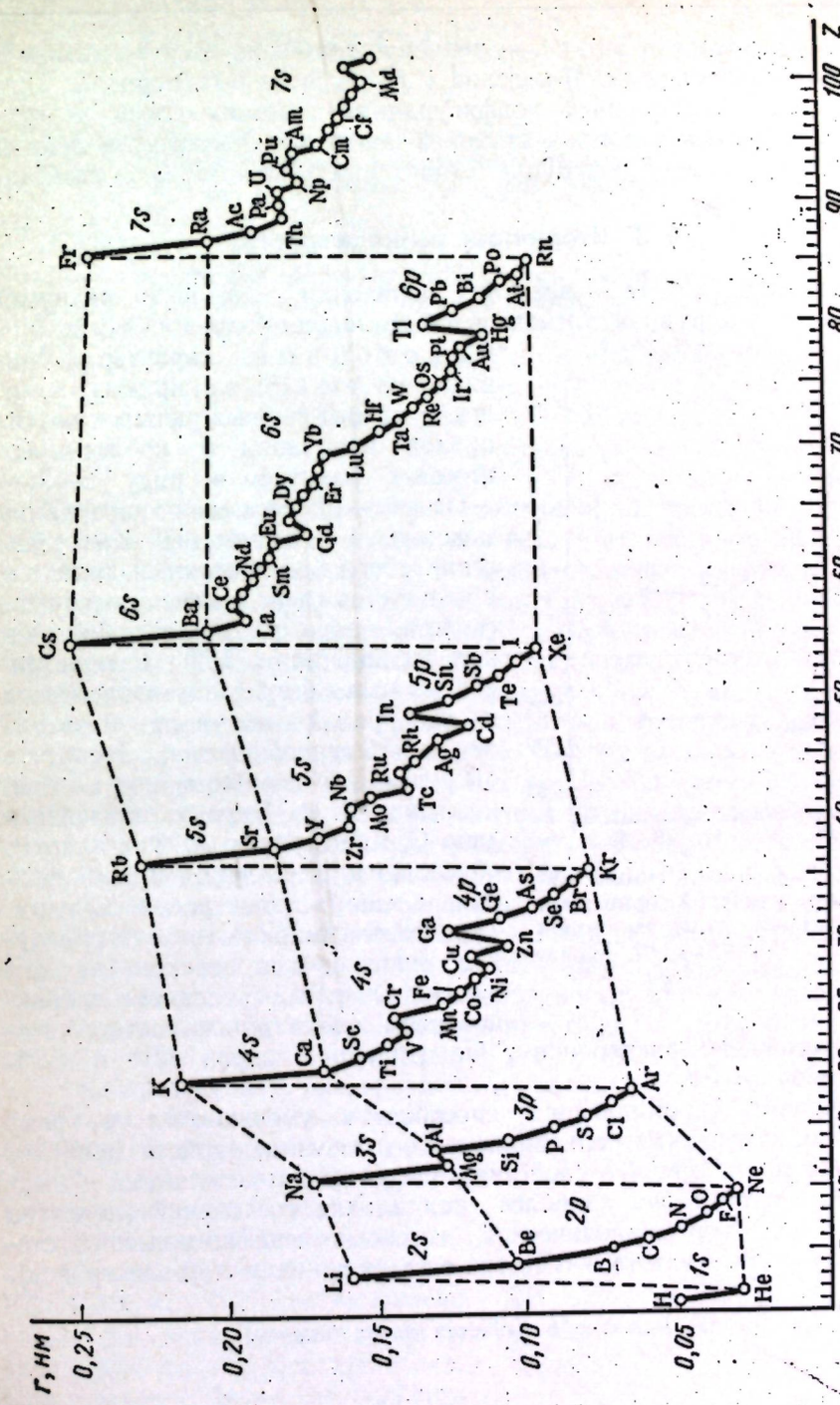


Рис. 17. Зависимость орбитальных радиусов атомов от порядкового номера элемента

слоев при переходе от 5-го к 6-му периоду компенсируется *f*-сжатием*, вызванным заполнением 4*f*-подслоя у *f*-элементов 6-го периода. При аналогичных электронных конфигурациях внешних слоев и примерно одинаковых размерах атомов и ионов для *d*-элементов 5-го и 6-го периодов данной подгруппы характерна особая близость свойств.

§ 3. Вторичная периодичность

Изменение свойств — энергии ионизации, атомных радиусов и т. п. — в подгруппах элементов обычно имеет более или менее монотонный характер. Как видно из рис. 18, на кривых изменения суммы первых четырех потенциалов ионизации и орбитальных атомных радиусов в ряду C—Si—Ge—Sn—Pb имеются внутренние максимумы и минимумы. Как следствие этого, немонотонный характер проявляется и в изменении других свойств, например теплот образования соединений (с. 250). Немонотонность в изменении свойств элементов в подгруппах получила название *вторичной периодичности*. Заслуга в открытии этой закономерности принадлежит Е. И. Бирону; объяснение дано С. А. Щукаревым. Это явление обусловлено характером проникновения внешних электронов к ядру. Так, немонотонность изменения атомных радиусов при переходе от Si к Ge и от Sn к Pb обусловлена проникновением *s*-электронов соответственно под экран $3d^{10}$-электронов у Ge и двойной экран $4f^{14}$- и $5d^{10}$-электронов у Pb.

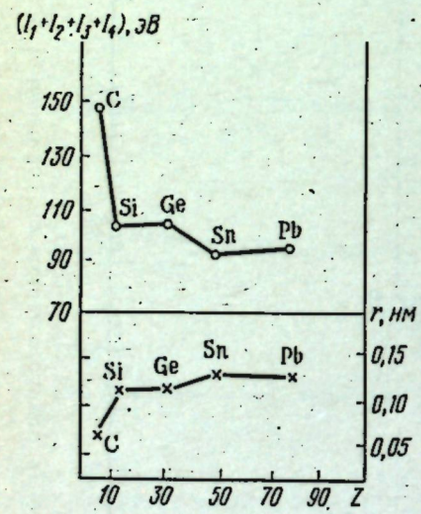


Рис. 18. Зависимость суммы первых четырех энергий ионизации и орбитальных радиусов атомов элементов IV группы от порядкового номера

Поскольку проникающая способность уменьшается в ряду $s > p > d$, внутренняя периодичность в изменении свойств наиболее отчетливо проявляется в свойствах элементов, определяемых *s*-электронами. Поэтому она наиболее типична для соединений элементов главных подгрупп периодической системы, отвечающих высшей степени окисления элементов (участие всех внешних *s*- и *p*-электронов).

* В этом случае *f*-сжатие называется лантаноидным.

Раздел II
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

С каждым днем становится вероятнее, что химическое сродство сводится к электрическим процессам.
В. И. Ленин. Полн. собр. соч., т. 18, с. 265

Химическая натура сложной частицы определяется натурой элементарных составных частей, количеством их и химическим строением.
А. М. Бутлеров

Учение о химической связи — центральная проблема современной химии. Не зная природу взаимодействия атомов в веществе, нельзя понять причины многообразия химических соединений, представить механизм их образования, их состав, строение и реакционную способность. Создание надежной модели, отражающей строение атомов, молекул и природу сил между ними, позволит рассчитать свойства веществ, не прибегая к эксперименту.

Совокупность химически связанных атомов (например, молекула, кристалл) представляет собой сложную систему атомных ядер и электронов. В образовании химической связи между ними из всех существующих в природе сил существенны только электростатические силы, т. е. силы взаимодействия электрических зарядов, носителями которых являются электроны и ядра атомов.

Современные методы исследования позволяют экспериментально определить пространственное расположение в веществе атомных ядер. Как указывалось выше, согласно квантовомеханическим представлениям можно говорить лишь о вероятности нахождения электронов в поле атомных ядер. Данному пространственному размещению атомных ядер отвечает определенное распределение электронной плотности. Выяснить, как распределяется электронная плотность, по сути дела, и означает описать химическую связь в веществе, но для этого, как известно, необходимо точное решение уравнения Шредингера, что осуществлено только для иона H_2^+, состоящего из двух протонов и одного электрона. Для систем с двумя и большим числом электронов приходится применять приближенные решения.

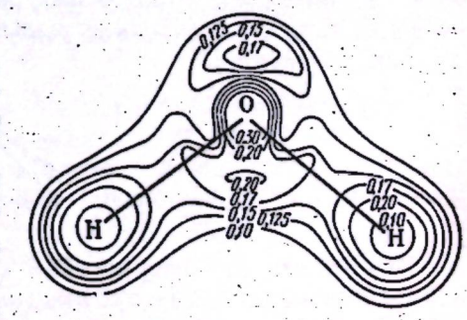


Рис. 19. Распределение электронной плотности в молекуле воды

Точность приближенных расчетов оценивается мерой их совпадения с экспериментально полученными сведениями о строении вещества и его свойствах. Результат одного из приближенных расчетов для молекулы воды показан на рис. 19. Контурные линии соединяют места одинаковой электронной плотности.

В зависимости от характера распределения электронной плотности в веществе различают три основных типа химической связи: *ковалентную*, *ионную* и *металлическую*. Как будет показано дальше, в «чистом» виде перечисленные типы связи проявляются редко. В большинстве соединений имеет место наложение разных типов связи.

Глава 1
ОСНОВОПОЛАГАЮЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

§ 1. Некоторые параметры молекулы

Информацию о строении вещества можно получить, исследуя его физические и химические свойства. В частности, с помощью физических методов исследования определяют основные параметры молекул — межъядерные расстояния, валентные углы и геометрию молекул.

Экспериментально установлено, что в молекуле воды H_2O расстояние между ядрами водорода и кислорода составляет 0,096 нм. Межъядерное расстояние между химически связанными атомами называют *длиной связи*.

Угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов, называется *валентным*. В молекуле воды он составляет 104,5°.

Таким образом, молекула воды имеет угловую форму (рис. 19). Для наглядности можно принять, что в ней две химические связи O—H (длиной $d_{OH} = 0{,}096$ нм), расположенные под углом $\angle HOH = 104{,}5°$. Строение молекулы воды можно выразить следующей структурной формулой:



Важнейшей характеристикой химической связи является э н е р г и я, определяющая ее прочность. Мерой прочности связи может служить количество энергии, затрачиваемое на ее разрыв. Для двухатомных молекул энергия связи равна величине энергии диссоциации молекул на атомы. Так, энергия диссоциации D, а следовательно, и энергия

связи E в молекуле H_2 составляют 435 кДж/моль. В молекуле фтора F_2 она равна 159 кДж/моль, а в молекуле азота N_2 940кДж/моль. Для многоатомных молекул типа AB_n средняя энергия связи E_{AB} равна $1/n$ части энергии диссоциации соединения на атомы:

$$AB_n = A + nB, \quad E_{AB} = D/n.$$

Например, энергия, поглощаемая в процессе

$$H_2O = 2H + O$$

равна 928 кДж/моль H_2O. Но в молекуле воды обе связи O—H равноценны, поэтому средняя энергия связи $E_{O-H} = D/2 = 928/2 = 464$ кДж/моль.

Длины и энергии связи, валентные углы, а также экспериментально определяемые магнитные, оптические, электрические и другие свойства веществ непосредственно зависят от характера распределения электронной плотности. Окончательное заключение о строении вещества делают после сопоставления информации, полученной разными методами. Квантовомеханическая теория химической связи обобщает совокупность экспериментально полученных данных о строении вещества.

Химическая связь в основном осуществляется так называемыми валентными электронами. У *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны внешнего слоя, а у *d*-элементов — электроны *s*-состояния внешнего слоя и *d*-состояния предвнешнего слоя.

§ 2. Природа химической связи

Химическая связь образуется только в том случае, если при сближении атомов (двух или большего числа) полная энергия системы (сумма кинетической и потенциальной энергий) понижается.

Рассмотрим простейшую из возможных молекулярных систем — молекулярный ион водорода H_2^+. В нем один электрон двигается в поле двух ядер — протонов. Эта частица получается при облучении молекул водорода H_2 электронами. Расстояние между ядрами в H_2^+ равно 0,106 нм, а энергия связи, т. е. диссоциации на атом H и ион H^+, составляет 255,7 кДж/моль. Таким образом, эта частица весьма прочная.

Допустим, мы сближаем протон H_A^+ и атом водорода H_B (протон H_B^+ плюс электрон e^-). По мере сближения этих частиц между ними возникают электростатические силы двух типов — силы притяжения электрона к обоим ядрам и силы отталкивания между ядрами (рис. 20).

Сила межъядерного взаимодействия $f_{H_A H_B}$ всегда направлена вдоль оси соединения ядерных центров и стремится развести ядра подальше друг от друга. Очевидно, молекула образуется в том случае, если равнодействующая сил притяжения и отталкивания равна

нулю. Иными словами, взаимное отталкивание ядер (протонов H_A^+ и H_B^+) должно быть скомпенсировано притяжением электрона к ядрам. Эффективность последнего зависит от местоположения электрона относительно ядер. Конечно, точно определить положение

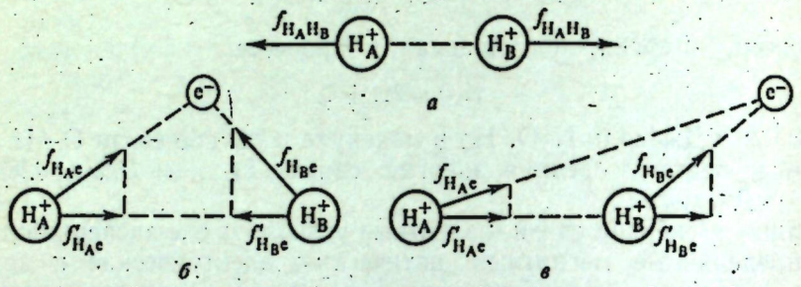


Рис. 20. Силы взаимодействия в H_2^+

электрона в молекуле невозможно, но можно рассмотреть вероятность его нахождения в пространстве относительно ядер. Так, в любой момент времени электрон может оказаться в положении *б*, изображенном на рис. 20. В другой момент электрон будет находиться уже в новом положении, например *в* (рис. 20).

Сравним результирующее действие сил притяжения и отталкивания при этих конфигурациях. Когда электрон находится в положении *б*, то его притяжение к протонам (силы f_{H_Ae} и f_{H_Be}) способствует их сближению (силы f'_{H_Ae} и f'_{H_Be}). Если же имеет место конфигурация *в*, то возникает другая ситуация. В этом случае силы притяжения (f'_{H_Ae} и f'_{H_Be}) направлены в одну сторону и отталкивание протонов не компенсируют.

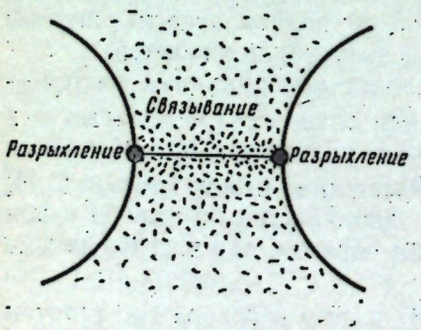


Рис. 21. Области связывания и разрыхления в гомоядерной двухатомной молекуле

Таким образом, согласно возможным положениям электрона относительно двух протонов имеется область *связывания* и область *антисвязывания* или *разрыхления* (рис. 21). Если электрон попадает в сбласть связывания, то химическая связь образуется. Если же электрон попадает в область разрыхления, то химическая связь не образуется.

Таким образом, химическая связь возникает в том случае, если электрон оказывается между ядрами. Химическая связь осуществляется за счет электростатического взаимодействия положительно заряженных ядер и отрицательно заряженных электронов.

§ 3. Кривая потенциальной энергии для молекулы

Как уже указывалось, для молекулярного иона водорода H_2^+ можно по уравнению Шредингера точно вычислить энергию электрона и распределение электронной плотности. При расчетах электронной плотности в молекуле предполагается, что ядра неподвижны.

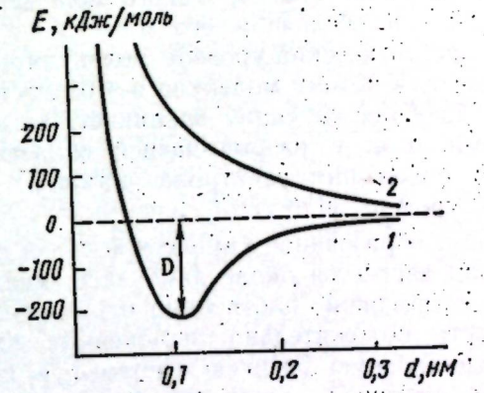


Рис. 22. Низшие энергетические уровни иона H_2^+ в зависимости от межъядерного расстояния

Такое допущение правомерно вследствие большого различия масс электронов и ядер: если ядра сдвигаются, то распределение электронной плотности мгновенно приспосабливается к их новому положению, тогда как положение ядер от перемещения легких электронов не зависит. Рассчитав энергию системы при разных расстояниях между ядрами, можно построить график зависимости энергии системы от расстояния между ядрами. При изменении расположения ядер меняется энергия электрона, а потому и энергия молекулы. Следовательно, кривые потенциальной энергии молекулы (рис. 22) отражают зависимость энергии электрона от расстояния между ядрами.

На рис. 22 приведены возможные уровни энергии H_2^+ в зависимости от расстояния между ядрами. По оси абсцисс отложено расстояние между ядрами, а по оси ординат — потенциальная энергия системы. Нетрудно догадаться, что основному состоянию молекулярного иона H_2^+ отвечает наиболее низкий энергетический уровень. Характер нижней кривой на рис. 22 можно объяснить тем, что по мере сближения протона и атома водорода вначале преобладают силы притяжения, а затем силы отталкивания, поэтому вначале наблюдается монотонное понижение потенциальной энергии системы, по достижении же минимума — резкое ее увеличение. Минимум на кривой потенциальной энергии отвечает наиболее устойчивому состоя-

нию системы из двух протонов и одного электрона, т. е. образованию молекулярного иона водорода H_2^+. Минимум энергии на кривой отвечает равновесному расстоянию между протонами ($d_{HH} = 0{,}106$ нм), глубина минимума — энергии диссоциации иона H_2^+ на атом H и протон H^+ ($D_{H_2^+} = 255{,}7$ кДж/моль). Нижняя кривая отвечает состоянию, когда электрон находится в связывающей области (см. рис. 21). Энергетический уровень такого положения электрона назовем *связывающим* и обозначим его $\sigma^{св}$.

Следующий энергетический уровень молекулярного иона водорода минимума не имеет, а потому молекула в этом состоянии образоваться не может. Подобная ситуация возникает, когда электрон находится за ядрами, т. е. в разрыхляющей области. Энергетический уровень такого положения электрона назовем *разрыхляющим* и обозначим этот уровень $\sigma^{разр}$.

Таким образом, образование химической связи в H_2^+ обусловлено тем, что электрон двигается около двух ядер; между ядрами появляется область с высокой плотностью отрицательного заряда, который «стягивает» положительно заряженные ядра. Притяжение уменьшает потенциальную энергию системы, а следовательно, и полную энергию системы — возникает химическая связь*.

Глава 2
ТЕОРИЯ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

§ 1. Молекулярные орбитали

Поскольку точное решение уравнения Шредингера для более сложных молекул, чем H_2^+, невозможно, возникли различные приближенные методы расчета волновой функции, а следовательно, распределения электронной плотности в молекуле. Наиболее широкое распространение получили два подхода: теория валентных связей (ВС) и теория молекулярных связей орбиталей (МО). В развитии первой теории особая заслуга принадлежит Гайтлеру и Лондону, Слетеру и Полингу, в развитии второй теории — Малликену и Хунду.

Согласно теории молекулярных орбиталей молекула рассматривается как совокупность ядер и электронов, где каждый электрон движется в поле остальных электронов и всех ядер.

* Здесь дано упрощенное толкование причины понижения полной энергии системы. На самом деле, при образовании молекулы из атомов имеет место сложная картина изменения потенциальной и кинетической энергии электрона. Однако согласно так называемой *теореме вириала* в системе, где действуют кулоновские силы, средняя потенциальная энергия частиц $\overline{U}$ равна взятой с обратным знаком удвоенной средней кинетической энергии частиц $\overline{K}$: $\overline{U} = -2\overline{K}$, т. е. $\Delta\overline{U} = -2\Delta\overline{K}$. Поскольку полная энергия $\overline{E} = \overline{U} + \overline{K}$, ее изменение $\Delta\overline{E} = \frac{1}{2}\Delta\overline{U}$ и $\Delta\overline{E} = -2\Delta\overline{K}$.

Принцип теории молекулярных орбиталей достаточно прост: распространение квантовомеханических закономерностей, установленных для атома, на более сложную систему — молекулу. В основе теории молекулярных орбиталей лежит представление об «орбитальном» строении молекулы, т. е. о том, что все электроны данной молекулы (как и в атоме) распределяются по соответствующим орбиталям. Каждая орбиталь характеризуется своим набором квантовых чисел, отражающих свойства электрона в данном энергетическом состоянии. Специфика молекулярного состояния заключается в том, что в молекуле несколько атомных ядер, т. е. в отличие от одноцентровых атомных орбиталей, молекулярные орбитали многоцентровые (общие для двух и большего числа атомных ядер). По аналогии с атомными *s*-, *p*-, *d*-, *f*-... орбиталями молекулярные орбитали обозначаются греческими буквами σ-, π-, δ-, φ-... .

Описать молекулу согласно теории МО — это значит определить тип ее орбиталей, их энергию и выяснить характер распределения электронов по орбиталям в порядке возрастания их энергии, основываясь на принципе Паули и правиле Хунда, т. е. решить те же задачи, что и при рассмотрении электронных структур атомов.

Поскольку молекулярные орбитали многоцентровые, то по форме они сложнее атомных. В простейшем приближении молекулярные орбитали можно представить как результат линейной комбинации атомных орбиталей. Иными словами, их образование можно представить как результат сложения и вычитания комбинируемых атомных орбиталей. Так, если атомные орбитали обозначить ψ_A и ψ_B, то их линейная комбинация (сложение и вычитание) дает молекулярные орбитали двух типов. При сложении возникает молекулярная орбиталь ψ_+, при вычитании ψ_-:

$$\Psi_+ = c_1\psi_A + c_2\psi_B,$$

$$\Psi_- = c_3\psi_A - c_4\psi_B.$$

Коэффициенты c указывают долю участия соответствующих орбиталей в формировании молекулярных.

Указанный метод расчета называют *методом линейной комбинации атомных орбиталей* и обозначают ЛКАО—МО (линейная комбинация атомных орбиталей есть молекулярная орбиталь). При комбинации N атомных орбиталей образуется N молекулярных орбиталей.

Рассмотрим форму и относительную энергию двухцентровых молекулярных орбиталей, возникающих при линейной комбинации двух 1*s*-орбиталей. Для случая двухатомных молекул с одинаковыми ядрами (гомоядерных молекул) вклад атомных орбиталей в молекулярные будет одинаковым, т. е. $c_1 = c_2$ и $c_3 = c_4$.

Процесс сложения и вычитания двух атомных орбиталей пока-

зан на рис. 23. При данном межъядерном расстоянии исходные атомные орбитали перекрываются. Если перекрывающиеся части орбиталей имеют одинаковый знак волновой функции, то это отвечает *положительному перекрыванию*, т. е. сложению атомных орбиталей. Если же перекрывающиеся части орбиталей имеют разные знаки волновой

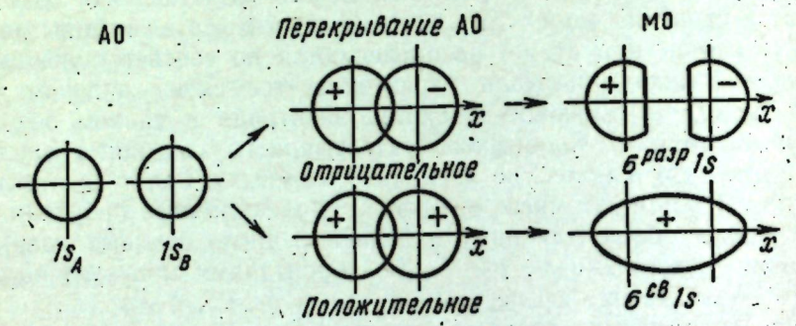


Рис. 23. Схема образования связывающей и разрыхляющей молекулярных σ_s-орбиталей

функции, то это говорит об *отрицательном перекрывании*, т. е. вычитании атомных орбиталей.

При сложении атомных орбиталей образуется двухцентровая молекулярная орбиталь $\sigma^{св}1s$. Сложение означает, что молекулярная орбиталь характеризуется повышенной электронной плотностью в пространстве между ядрами, и поэтому такая орбиталь энергетически более выгодна, чем исходные атомные орбитали. Такую молекулярную орбиталь называют *связывающей* (см. рис. 21) Знак «+» на изображении молекулярной орбитали означает, что волновая функция везде положительная — имеет один и тот же знак. Орбиталь узла не имеет.

При вычитании же атомных орбиталей образуется двухцентровая орбиталь с пространственным разрывом между ядрами. Это отвечает изменению знака волновой функции. Электронная плотность на этой орбитали концентрируется за ядрами (см. рис. 21), а в середине равна нулю. Подобная орбиталь энергетически менее выгодна, чем исходные атомные орбитали; ее называют *разрыхляющей* — $\sigma^{разр}1s$.

Характер распределения электронной плотности для исходных атомных и образованных молекулярных орбиталей показан на рис. 24. Следует отметить, что поскольку складываются (вычитаются) орбитали (точнее волновые функции), то электронная плотность (характеризуемая квадратом волновой функции) между ядрами больше суммы плотностей электронных облаков изолированных атомов для тех же расстояний. На рис. 25 показано распределение электронной плотности в молекуле водорода H_2. Электронная плотность молекулы в области между ядрами (заштрихованная область) значительно более высокая, чем сумма плотностей двух изолиро-

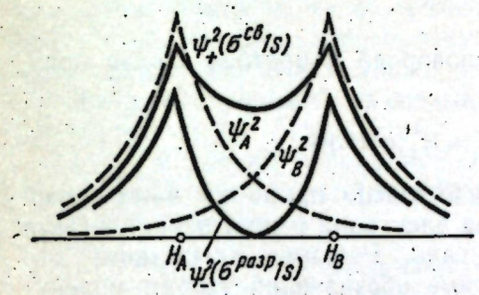


Рис. 24. Кривые вероятности нахождения электрона на атомных (пунктир) и молекулярных (сплошные кривые) орбиталях молекулярного иона H_2^+

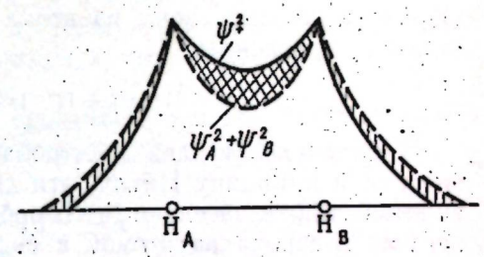


Рис. 25. Распределение электронной плотности в молекуле H_2 (сплошная линия) и сумма вероятностей нахождения электронов на 1s-орбиталях двух атомов H (пунктир)

ванных атомов. Вероятность нахождения электрона между двумя ядрами (в области связывания) повышается в результате смещения электронов из разрыхляющей области (редкая штриховка).

Образование молекулярных орбиталей из атомных обычно изображают в виде *энергетической диаграммы*, где по вертикали откладывают значения энергии E орбиталей (рис. 26). Распределение электронов по молекулярным орбиталям позволяет объяснить многие свойства молекул.

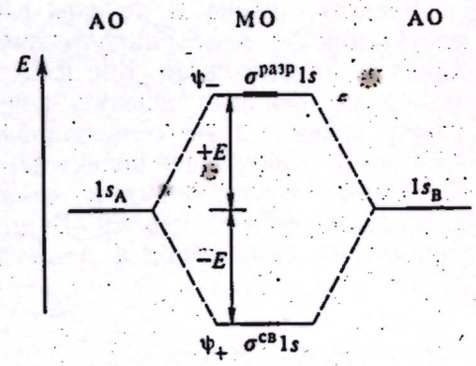


Рис. 26. Энергетическая диаграмма уровней атомных и молекулярных орбиталей водорода

§ 2. Двухатомные гомоядерные молекулы

Двухатомные гомоядерные молекулы элементов 1-го периода. У элементов 1-го периода валентной является 1s-орбиталь. Поэтому приведенная на рис. 26 энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей справедлива для двухъядерных молекулярных образований H_2^+, H_2, He_2^+, He_2.

Ион H_2^+ состоит из двух протонов и одного электрона. Естественно, что единственный электрон этого иона должен занимать энергетически наиболее выгодную орбиталь, т. е. $\sigma^{св}1s$ (рис. 26). Таким

образом, электронная формула иона H_2^+ в основном состоянии

$$H_2^+ [(\sigma^{св}1s)^1]$$

Образование этого иона из атома водорода и протона можно представить уравнением

$$H(1s^1) + H^+(1s^0) = H_2^+ [(\sigma^{св}1s)^1]$$

В молекуле H_2 два электрона. Согласно принципу наименьшей энергии и принципу Паули, эти два электрона с противоположными спинами также заселяют $\sigma^{св}1s$-орбиталь. Реакцию образования молекулы водорода из атомов в системе обозначений теории молекулярных орбиталей можно записать

$$2H[1s^1] = H_2[(\sigma^{св}1s)^2]$$

В молекулярном дигелий-ионе He_2^+ три электрона, два из которых заселяют связывающую, третий — разрыхляющую орбиталь:

$$He_2^+ [(\sigma^{св}1s)^2 (\sigma^{разр}1s)^1]$$

В системе из двух атомов гелия He_2 четыре электрона — два на связывающей и два на разрыхляющей орбиталях.

Энергия, длина и порядок связи. По характеру распределения электронов по молекулярным орбиталям можно оценить энергию, длину и порядок связи. Как известно, нахождение электрона на связывающей орбитали означает концентрацию электронной плотности между ядрами, а это обусловливает сокращение межъядерного расстояния и упрочнение молекулы. Наоборот, нахождение электрона на разрыхляющей орбитали означает, что электронная плотность концентрируется за ядрами. В этом случае, следовательно, энергия связывания снижается, а межъядерное расстояние увеличивается:

Молекулярные орбитали	H_2^+	H_2	He_2^+	He_2
$\sigma^{св}$ 1s	↿	↿⇂	↿⇂	↿⇂
$\sigma^{разр}$ 1s	—	—	↿	↿⇂
Энергия диссоциации D, кДж/моль	255,7	435	230	—
Межъядерное расстояние (длина связи) d, нм	0,106	0,074	0,108	—
Порядок связи	0,5	1	0,5	0

В ряду H_2^+—H_2—He_2^+ по мере заполнения связывающей орбитали энергия диссоциации молекул возрастает, с появлением же электрона на разрыхляющей орбитали, наоборот, уменьшается.

Межъядерное расстояние вначале уменьшается, а затем увеличивается.

Молекула гелия в невозбужденном состоянии не существует, так как у нее одинаково число связывающих и разрыхляющих электронов. Можно показать, что и молекула H_2 при одинаковых (параллельных) спинах электронов также не существует. В этом случае один из электронов находится на связывающей, другой — на разрыхляющей орбитали.

Согласно теории молекулярных орбиталей порядок связи (кратность связи) оценивается полуразностью числа связывающих и разрыхляющих электронов:

$$\text{порядок связи} = \frac{\text{число связывающих электронов} - \text{число разрыхляющих электронов}}{2}.$$

Нетрудно подсчитать, что в молекулярном ионе водорода и дигелий-ионе порядок связи равен 0,5, в молекуле водорода 1, а в системе из двух невозбужденных атомов гелия — нулю.

Двухатомные гомоядерные молекулы элементов 2-го периода. У элементов 2-го периода кроме 1s-орбиталей в образовании молекулярных орбиталей принимают участие 2s-, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбитали. Чтобы атомные орбитали могли комбинироваться с образованием молекулярных орбиталей, необходимы следующие условия: атомные орбитали должны иметь близкие энергии, перекрываться в заметной степени, иметь одинаковую симметрию относительно линии связи в молекуле.

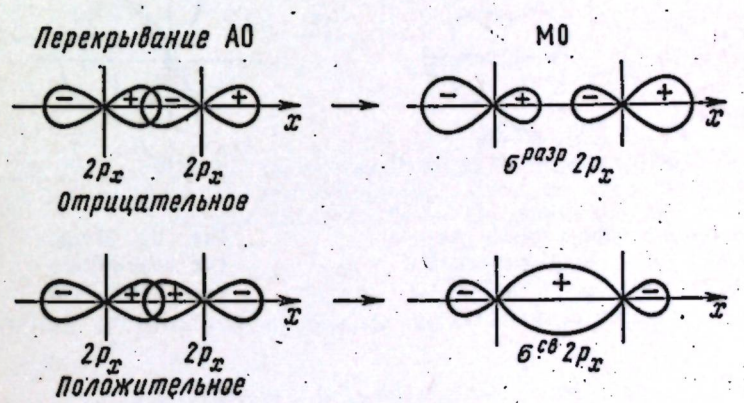


Рис. 27. Схема образования связывающей и разрыхляющей молекулярных σ_x-орбиталей

Если для 2s- и 2p-орбиталей значительно различие по энергии, то перекрывание по типу s_A—p_B (s_B—p_A) не осуществляется. Тогда

остальным требованиям отвечают следующие сочетания валентных орбиталей элементов 2-го периода.

Комбинация из 2*s*-орбиталей, как и в случае атомных 1*s*-орбиталей, соответствует образованию двух молекулярных σ-орбиталей: $\sigma^{св}2s$ и $\sigma^{разр}2s$.

При комбинации орбиталей *p*-типа характер перекрывания $2p_x$-орбиталей существенно отличается от перекрывания $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей. Комбинация атомных $2p_x$-орбиталей, которые вытянуты вдоль оси *x*, дает молекулярные σ-орбитали: $\sigma^{св}2p_x$ и $\sigma^{разр}2p_x$ (рис. 27), тогда как комбинация двух $2p_z$-орбиталей — молекулярные π-орбитали: $\pi^{св}2p_z$ и $\pi^{разр}2p_z$ (рис. 28). Если вместо атомных $2p_z$-орбиталей скомбинировать две $2p_y$-орбитали, то получаются аналогичные молекулярные орбитали π-типа, но повернутые на 90° вокруг межъядерной оси молекулы. Поскольку энергия $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей одинакова и они перекрываются одинаковым способом, возникающие молекулярные $\pi^{св}2p_y$- и $\pi^{св}2p_z$-орбитали имеют одинаковую энергию и форму; то же самое относится к $\pi^{разр}2p_y$- и $\pi^{разр}2p_z$-орбиталям. Таким образом, молекулярные π-орбитали составляют дважды вырожденные энергетические $\pi^{св}$- и $\pi^{разр}$-уровни.

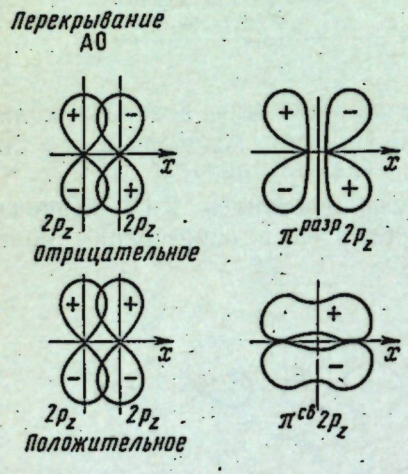


Рис. 28. Схема образования связывающей и разрыхляющей молекулярных π_z-орбиталей

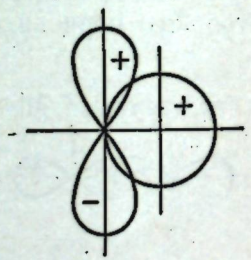


Рис. 29. Нулевое перекрывание орбиталей

Можно представить и другие сочетания атомных орбиталей. Например, перекрывание, которое показано на рис. 29, к образованию молекулярной орбитали не приводит, так как в этом случае положительное перекрывание полностью компенсируется отрицательным — *нулевое перекрывание*.

Согласно спектроскопическим данным молекулярные орбитали двухатомных молекул элементов конца периода по энергии располагаются в следующем порядке:

$$\sigma^{св}1s < \sigma^{разр}1s < \sigma^{св}2s < \sigma^{разр}2s < \sigma^{св}2p_x < \pi^{св}2p_y =$$

$$= \pi^{св}2p_z < \pi^{разр}2p_y = \pi^{разр}2p_z < \sigma^{разр}2p_x$$

Энергетическая диаграмма уровней атомных и молекулярных орбиталей двухатомных молекул элементов 2-го периода показана на рис. 30, *а*.

Диаграммой рис. 30, *а* можно воспользоваться для выяснения распределения электронов по орбиталям молекул; при этом следует учесть энергетический порядок орбиталей, принцип Паули и правило Хунда. Так, реакция образования молекулы F_2 из атомов в системе

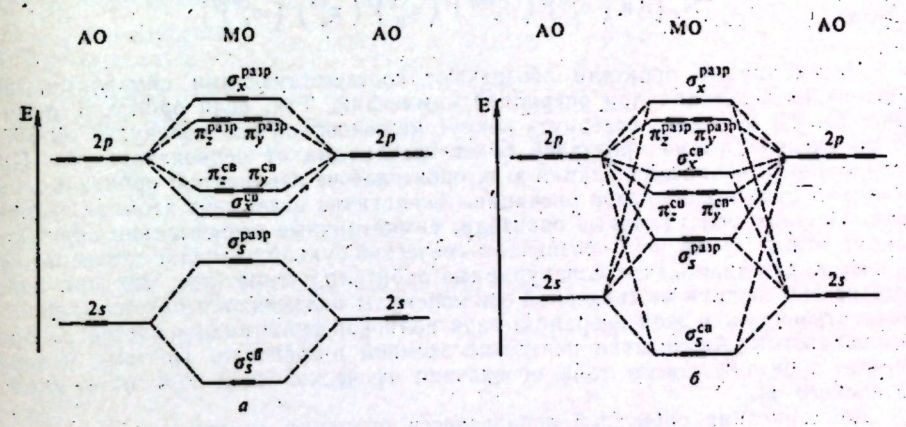


Рис. 30. Энергетическая диаграмма уровней двухатомных молекул элементов 2-го периода при значительном (*а*) и незначительном (*б*) энергетическом различии 2*s*- и 2*p*-орбиталей

обозначений теории молекулярных орбиталей может быть записана так:

$$2F\,[1s^2 2s^2 2p^5] = F_2\,[(\sigma^{св}1s)^2\,(\sigma^{разр}1s)^2\,(\sigma^{св}2s)^2$$

$$(\sigma^{разр}2s)^2\,(\sigma^{св}2p_x)^2\,(\pi^{св}2p_y)^2\,(\pi^{св}2p_z)^2\,(\pi^{разр}2p_y)^2\,(\pi^{разр}2p_z)^2]$$

Поскольку перекрывание 1*s*-орбиталей незначительно, участием 1*s*-электронов в образовании связей можно пренебречь и рассматривать внутренние электроны как несвязывающие, т. е. принадлежащие отдельным атомам. Тогда электронная конфигурация молекулы фтора F_2 может быть представлена формулой

$$F_2\,[KK(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_y^{св})^2(\pi_z^{св})^2(\pi_y^{разр})^2(\pi_z^{разр})^2]$$

где K — электронная конфигурация *K*-слоя.

При энергетической близости 2*s*- и 2*p*-орбиталей электроны на σ2*s*- и $\sigma 2p_x$-орбиталях взаимно отталкиваются и потому $\pi^{св}2p_y$- и

$\pi^{св}2p_z$-орбитали энергетически более выгодны, чем $\sigma^{св}2p_x$-орбиталь. В этом случае порядок заполнения молекулярных орбиталей несколько изменяется (рис. 30, *б*) и соответствует последовательности:

$$\sigma^{св}2s < \sigma^{разр}2s < \pi^{св}2p_y = \pi^{св}2p_z < \sigma^{св}2p_x < \pi^{разр}2p_y = \pi^{разр}2p_z < \sigma^{разр}2p_x$$

Энергетическое различие 2*s*- и 2*p*-орбиталей в периоде увеличивается от I к VIII группе (см. рис. 11). Поэтому приведенная последовательность молекулярных орбиталей характерна для двухатомных молекул элементов начала периода вплоть до N_2. Так, электронная конфигурация молекулы азота в основном состоянии имеет вид

$$N_2\,[КК(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\pi_y^{св})^2(\pi_z^{св})^2(\sigma_x^{св})^2]$$

Молекулярные орбитали обозначают соответствующими символами, исходя из их поведения при операциях симметрии. Так, если орбитали σ-типа (рис. 23, 27) мысленно повернуть вокруг межъядерной оси молекулы на 180°, то полученная форма орбиталей будет неотличима от первоначальной. При повороте знак волновой функции этих орбиталей не изменяется: орбиталь *симметрична* относительно этой операции. Аналогично ведет себя атомная *s*-орбиталь. Поэтому молекулярные орбитали, симметричные относительно вращения вокруг межъядерной оси, обозначают греческой буквой σ (аналог латинского *s*).

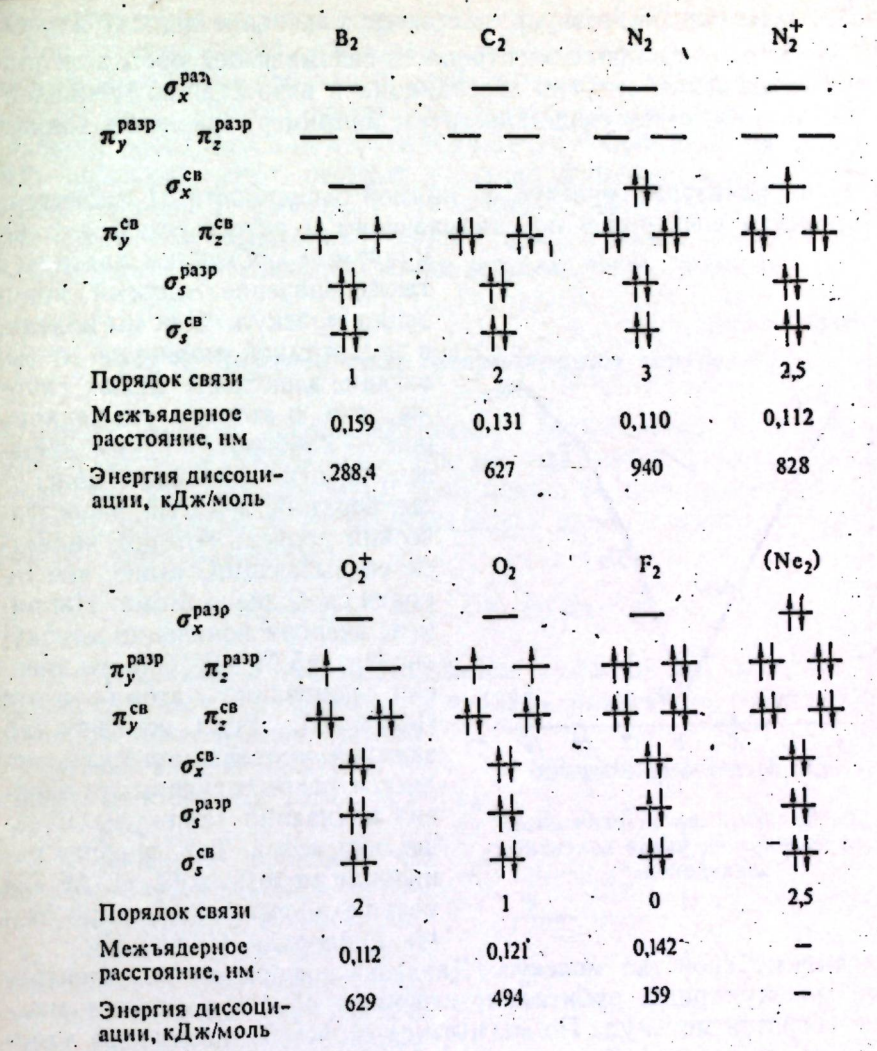
Нетрудно видеть, что молекулярные орбитали π-типа (рис. 28) при повороте на 180° вокруг межъядерной оси молекулы оказываются *антисимметричными* относительно этой операции; знак волновой функции изменяется на противоположный. Аналогично поведение атомной *p*-орбитали. Поэтому молекулярные орбитали такого типа обозначают греческой буквой π (π — аналог латинского *p*).

Для описания орбиталей используется операция симметрии, называемая *инверсией*. Эта операция состоит в следующем. Из какой-либо точки орбитали через ее центр проводят прямую и получают симметрично расположенную вторую точку. Если в новой точке знак волновой функции не изменяется, то орбиталь называется симметричной относительно инверсии. Для обозначения соответственно симметричного и антисимметричного поведения относительно инверсии часто употребляют немецкие слова gerade и ungerade, что соответствует нашим терминам «четный» и «нечетный». Молекулярные орбитали $\sigma_s^{св}$ и $\sigma_x^{св}$ четные, и их можно обозначить σ_g. К четным относятся также орбитали $\pi_y^{разр}$ и $\pi_z^{разр}$; их можно обозначить π_g^*. Орбитали $\sigma_s^{разр}$ ($\sigma_x^{разр}$) и $\pi_{y,z}^{св}$, наоборот, нечетные, и их обозначают σ_u^* и π_u соответственно. Звездочкой обозначают разрыхляющие, без звездочки — связывающие молекулярные орбитали. Если воспользоваться рассмотренными символами, электронную конфигурацию молекулы фтора можно записать следующим образом:

$$(1\sigma_g)^2(1\sigma_u^*)^2(2\sigma_g)^2(2\sigma_u^*)^2(3\sigma_g)^2(1\pi_u)^4(1\pi_g^*)^4$$

Арабские цифры перед символами орбиталей обозначают номер энергетического уровня, включающего орбитали данной симметрии.

Свойства молекул элементов 2-го периода. Ниже приведены сведения об энергии, длине и порядке связи гомоядерных молекул элементов 2-го периода:



В ряду B_2—C_2—N_2 по мере заполнения связывающих молекулярных орбиталей уменьшается межъядерное расстояние и увеличивается энергия диссоциации молекул. В ряду N_2—O_2—F_2 по мере заполнения разрыхляющих орбиталей, наоборот, межъядерное расстояние возрастает, а энергия диссоциации молекул уменьшается. Молекула Ne_2 вообще нестабильна вследствие одинакового числа связывающих и разрыхляющих электронов. Аналогично объясняется тот факт, что и остальные инертные газы одноатомны. Зависимость энергии диссоциации молекул от числа их валентных электронов иллюстрирует рис. 31.

Удаление электрона с разрыхляющей орбитали приводит к возрастанию энергии диссоциации и уменьшению межъядерного расстоя-

яния. Об этом свидетельствует, например, сравнение данных для O_2 и O_2^+. Наоборот, удаление электрона со связывающей орбитали приводит к уменьшению энергии диссоциации и возрастанию межъядерного расстояния, о чем свидетельствует, например, сравнение данных для N_2 и N_2^+.

Энергия ионизации молекул. В прямой зависимости от характера распределения электронов по связывающим и разрыхляющим молекулярным орбиталям находится также значение энергии ионизации молекул. Как мы видели, в двухатомной молекуле связывающие электроны лежат глубже, чем в атоме, а разрыхляющие — наоборот. Таким образом, энергия ионизации молекулы, верхний занятый энергетический уровень которой является связывающим, выше, чем таковая свободного атома. Например, энергия ионизации молекулы N_2 (15,58 эВ) больше энергии ионизации атома азота (14,53 эВ). Если же верхний занятый уровень молекулы является разрыхляющим, то энергия ионизации молекулы меньше, чем атома. Так, энергия ионизации молекулы O_2 (12,08 эВ) меньше энергии ионизации атома кислорода (13,62 эВ).

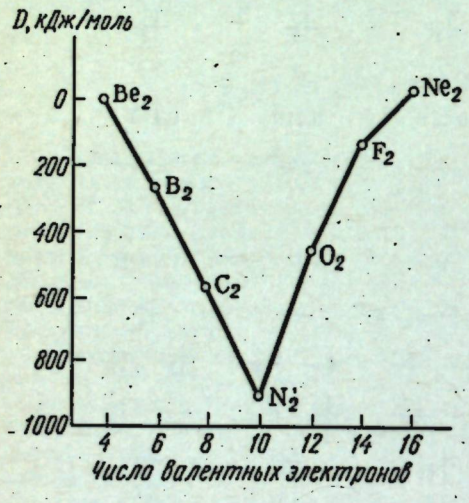


Рис. 31. Зависимость энергии диссоциации молекул от числа валентных электронов

Магнитные свойства молекул. Характер распределения электронов по молекулярным орбиталям позволяет объяснить также магнитные свойства молекул. По магнитным свойствам различают *парамагнитные* и *диамагнитные* вещества (см. с. 155). Парамагнитными являются вещества, у которых имеются непарные электроны, у диамагнитных веществ все электроны парные.

В молекуле кислорода (с. 55) имеется два непарных электрона, поэтому она парамагнитна; молекула фтора непарных электронов не имеет, следовательно, она диамагнитна. Парамагнитны также молекула B_2 (с. 55) и молекулярные ионы H_2^+ и He_2^+ (с. 50), а молекулы C_2, N_2, H_2 диамагнитны.

Окраска веществ. Теория молекулярных орбиталей позволяет также объяснить окраску соединений. Окраска является результатом избирательного поглощения соединением лучей видимой части электромагнитного спектра. Так, если соединение поглощает лучи желто-зеленой части спектра, т. е. лучи с длиной волны 500—560 нм, то наблюдаемая окраска вещества оказывается фиолетовой. Именно такую окраску имеет, например, молекулярный иод. Тип энергетической диаграммы орбиталей иода аналогичен такой диаграмме молекулы фтора. Можно считать, что окраска иода в основном обязана переходу электрона при возбуждении с $\pi^{разр}$-орбитали на свободную $\sigma^{разр}$-орбиталь. Этот переход согласно фундаментальному уравнению квантовой теории $\Delta E = h\nu = hc/\lambda$ происходит при поглощении электромагнитного излучения с длиной волны порядка 520 нм, т. е. квантов, отвечающих желто-зеленой части спектра.

§ 3. Двухатомные гетероядерные молекулы

Гетероядерные (разноэлементные) двухатомные молекулы описывают методом ЛКАО—МО, так же как гомоядерные двухатомные молекулы. Однако поскольку речь идет о разных атомах, то энергия атомных орбиталей и их относительный вклад в молекулярные орбитали тоже различны:

$$\Psi_+ = c_1\psi_A + c_2\psi_B, \quad \Psi_- = c_3\psi_A - c_1\psi_B.$$

В связывающую орбиталь больший вклад вносит орбиталь более электроотрицательного атома, а в разрыхляющую — орбиталь менее электроотрицательного атома. Допустим, атом B электроотрицательнее атома A. Тогда $c_2 > c_1$, $c_3 > c_4$.

Связывающие орбитали по энергии ближе к орбиталям более электроотрицательного атома, разрыхляющие — ближе к орбиталям менее электроотрицательного атома (рис. 32). Образно говоря, электрон на связывающей орбитали большую часть времени проводит вокруг ядра более электроотрицательного атома, а на разрыхляющей орбитали — вокруг ядра менее электроотрицательного атома.

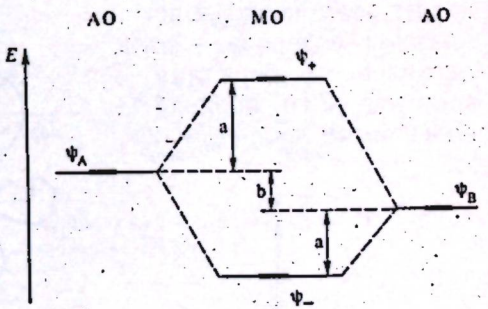
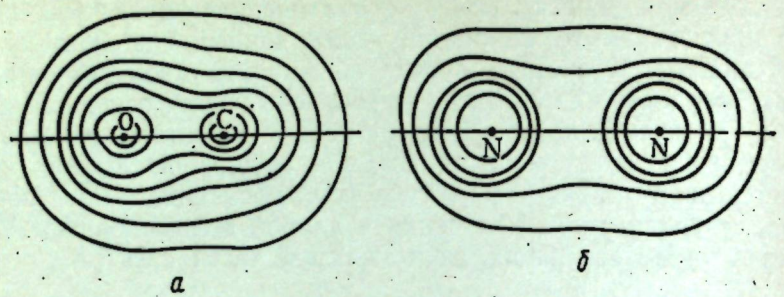


Рис. 32. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей гетероядерной молекулы

Различие в энергии исходных атомных орбиталей определяет полярность связи. Величина b (рис. 32) является мерой ионности, а величина a — ковалентности связи.

О характере распределения электронной плотности в гетероядерной молекуле можно судить по диаграмме, приведенной на рис. 33 для молекулы CO и изоэлектронной ей гомоядерной молекулы N_2.



а *б*

Рис. 33. Контурная диаграмма распределения электронной плотности молекул CO (*а*) и N_2 (*б*)

§ 4. Трехатомные линейные молекулы

Молекула BeH_2. В случае многоатомных молекул согласно методу ЛКАО молекулярная орбиталь составляется из орбитали центрального атома ($\psi_{ц.а}$) и групповой орбитали ($\psi_{гр}$) периферических атомов (лигандов):

$$\Psi_+ = c_1\psi_{ц.а} + c_2\psi_{гр}; \qquad \Psi_- = c_3\psi_{ц.а} - c_4\psi_{гр}.$$

Рассмотрим трехатомную молекулу BeH_2, существующую лишь в газовой фазе. Она имеет линейную форму (рис. 34). Атом бериллия играет роль центрального, а атомы водорода — роль лигандов. У бериллия — элемента 2-го периода — валентными являются 2*s*-, $2p_x$-, $2p_y$-, $2p_z$-орбитали (рис. 35, *а*). У водорода валентная орбиталь 1*s*. Эти орбитали двух атомов водорода сочетаются в две групповые орбитали (рис. 35, *б*). Одна из них состоит из 1*s*-орбиталей с одинаковым знаком волновой функции, другая — с разными знаками волновой функции. Других сочетаний орбиталей водорода в трехатомной молекуле быть не может.

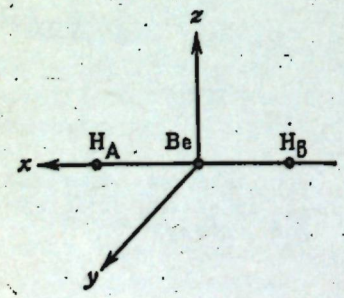


Рис. 34. Схема координат для молекулы BeH_2

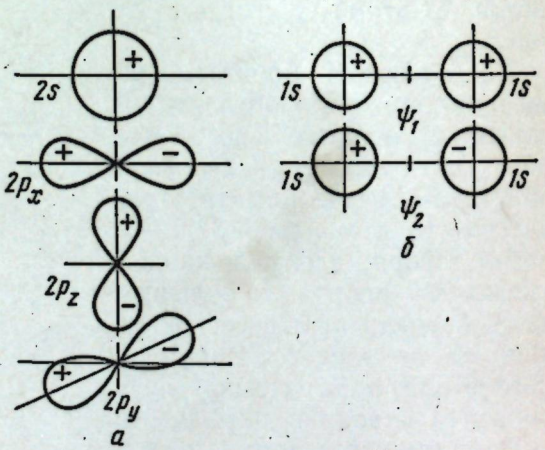


Рис. 35. Орбитали центрального атома (*а*) и групповые орбитали лигандов (*б*) для случая трехцентровой линейной молекулы

Как видно из рис. 35, по условиям симметрии возможны следующие сочетания орбиталей центрального и групповых атомов:

$$\Psi_+(\sigma_s^{св}) \approx \psi_{2s} + \psi_1; \qquad \Psi_+(\sigma_x^{св}) \approx \psi_{2p_x} + \psi_2;$$

$$\Psi_-(\sigma_s^{разр}) \approx \psi_{2s} - \psi_1; \qquad \Psi_-(\sigma_x^{разр}) \approx \psi_{2p_x} - \psi_2.$$

Первое сочетание приводит к образованию трехцентровой связывающей $\sigma_s^{св}$- и трехцентровой разрыхляющей $\sigma_s^{разр}$-орбиталей (рис. 36). Сочетание $2p_y$- и ψ_2-орбитали приводит к образованию трехцентровой связывающей $\sigma_x^{св}$- и трехцентровой разрыхляющей $\sigma_x^{разр}$-орбиталей (рис. 37).

Как видно из рис. 35, по условиям симметрии для $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей атома бериллия подходящих групповых орбиталей нет. (Сочетание $2p_y$-, $2p_z$-орбиталей и ψ_1-, ψ_2-орбиталей приводит к нулевому перекрыванию.) Таким образом, $2p_y$- и $2p_z$-орбитали в образовании молекулярных орбиталей участия не принимают. Они

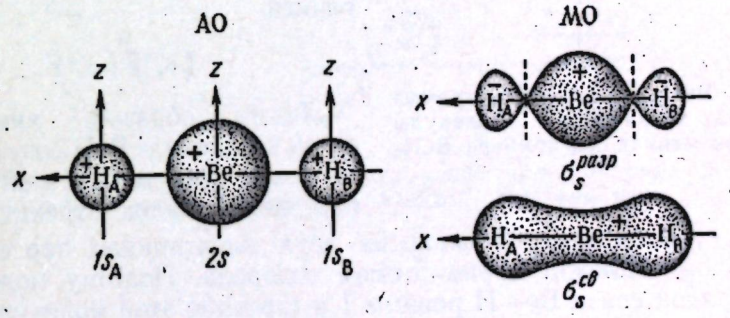


Рис. 36. Схема образования связывающей и разрыхляющей σ_s-орбиталей молекулы BeH_2

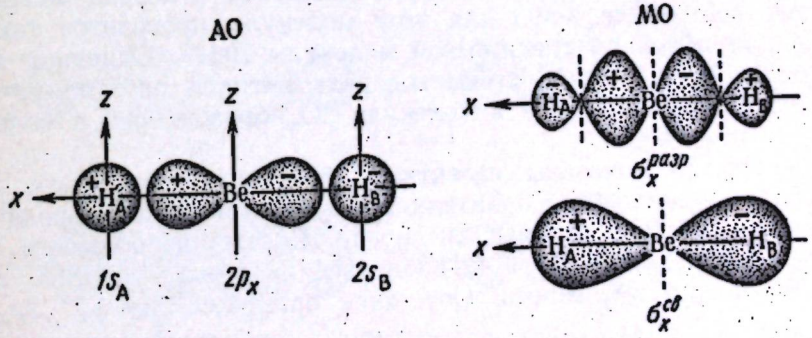


Рис. 37. Схема образования связывающей и разрыхляющей σ_x-орбиталей молекулы BeH_2

переходят в молекулу BeH_2 в неизменном состоянии в качестве *несвязывающих* одноцентровых молекулярных орбиталей, принадлежащих лишь атому бериллия. Энергия электронов на несвязывающих орбиталях такая же (лучше, почти такая же), как и на атомных орбиталях. В символах теории молекулярных орбиталей $2p_y$- и $2p_z$-орбитали обозначают π-МО.

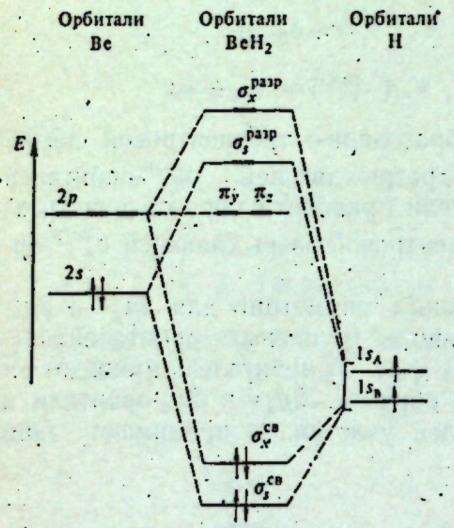


Рис. 38. Энергетическая диаграмма линейной трехатомной молекулы без π-связывания на примере BeH_2

Энергетическая диаграмма уровней молекулы BeH_2 приведена на рис. 38. В соответствии с большей электроотрицательностью водорода его орбитали в схеме расположены ниже бериллия. Четыре валентных электрона невозбужденной молекулы BeH_2 (два электрона от атома бериллия и два от двух атомов водорода) располагаются на $\sigma_s^{св}$- и $\sigma_x^{св}$-орбиталях, что описывается электронной конфигурацией

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2.$$

Таким образом, химическая связь в молекуле BeH_2 осуществляется за счет двух электронных пар, двигающихся в трехцентровых $\sigma_s^{св}$- и $\sigma_x^{св}$-орбиталях. Каждая из двух электронных пар в равной степени принадлежит обоим атомам водорода. Поэтому можно считать порядок связи Be—H равным 1 и строение этой молекулы выразить структурной формулой H—Be—H, которая показывает, что связи Be—H равноценны — имеют одинаковую энергию и длину.

Молекула CO_2. Форма молекулы диоксида углерода линейная, поэтому построение σ-МО для этой молекулы проводится так же, как и для линейной трехатомной молекулы BeH_2. Однако у атома кислорода в отличие от атома водорода имеются орбитали *p*-типа. Следовательно, орбиталей в молекуле CO_2 больше, чем в молекуле BeH_2.

На рис. 39 показаны валентные орбитали центрального атома (углерода) и групповые орбитали лигандов (атомов кислорода), составленные из 2*p*-орбиталей кислорода. Вследствие большого энергетического различия 2*s*- и 2*p*-орбиталей кислорода участием 2*s*-орбиталей можно пренебречь. Сочетание орбиталей $2s$—ψ_1, $2p_x$—ψ_2 приводит к образованию молекулярных орбиталей σ-типа: $\sigma_s^{св}$, $\sigma_s^{разр}$ и $\sigma_x^{св}$, $\sigma_x^{разр}$ (рис. 40).

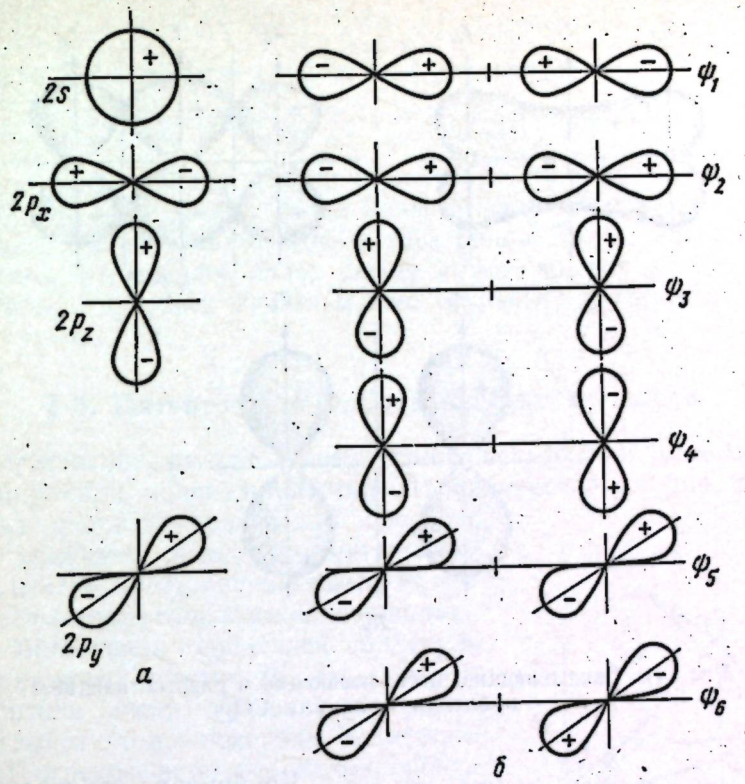


Рис. 39. Орбитали центрального атома (*а*) и групповые орбитали (*б*) для трехцентровой линейной молекулы типа CO_2

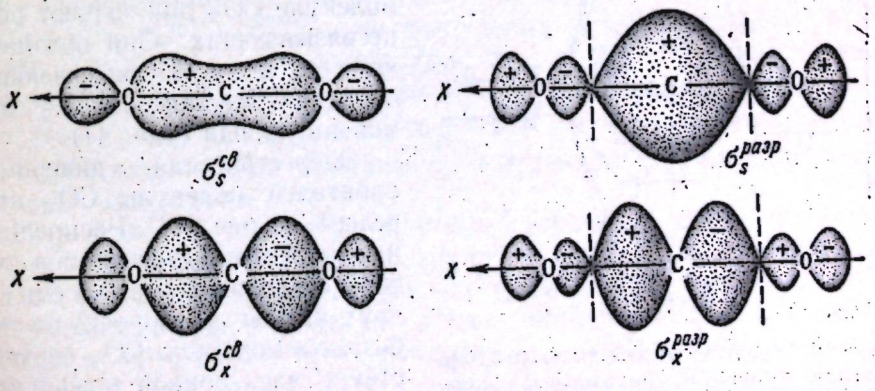


Рис. 40. Связывающие и разрыхляющие σ-орбитали молекул CO_2

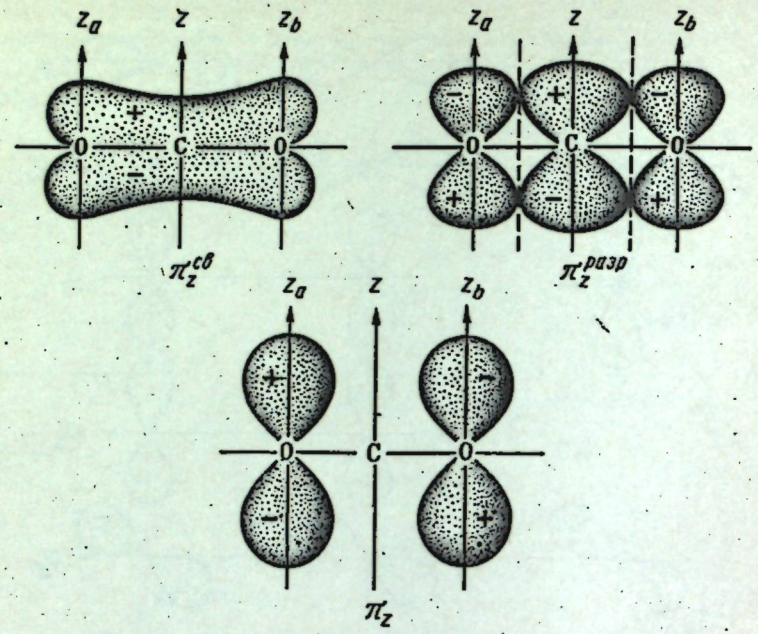


Рис. 41. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие π-орбитали молекулы CO_2

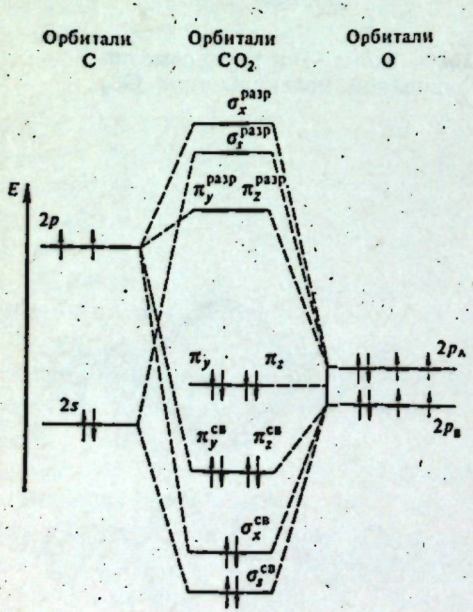


Рис. 42. Энергетическая диаграмма орбиталей линейной трехатомной молекулы с π-связями на примере CO_2

Комбинация орбиталей $2p_z$—ψ_3 и $2p_y$—ψ_5 приводит к образованию трехцентровых орбиталей π-типа: $\pi_z^{св}$, $\pi_z^{разр}$ и $\pi_y^{св}$, $\pi_y^{разр}$ (рис. 41). Для групповых орбиталей ψ_4 и ψ_6 подходящих по симметрии орбиталей центрального атома нет, поэтому в молекуле CO_2 они играют роль несвязывающих. Они обозначаются π_z и π_y. Несвязывающие орбитали локализованы у атомов кислорода (рис. 41).

Энергетическая диаграмма орбиталей молекулы CO_2 приведена на рис. 42. Распределение валентных электронов (четыре от углерода и восемь от двух атомов кислорода) по орбиталям молекулы CO_2 соответствует электронной конфигурации

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_y^{св})^2(\pi_z^{св})^2(\pi_y)^2(\pi_z)^2,$$

а с учетом 2s-электронов двух атомов кислорода

$$(2s_A)^2(2s_B)^2(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_{y,z}^{св})^4(\pi_{y,z})^4.$$

Четыре пары электронов приходятся на четыре трехцентровые связывающие орбитали, т. е. на каждый из атомов кислорода приходится по две пары связывающих электронов. Таким образом, можно считать, что порядок связи между атомом кислорода и углерода в молекуле CO_2 равен 2. Это можно отразить структурной формулой O=C=O.

§ 5. Пятиатомные тетраэдрические молекулы

Относительное расположение атомов водорода и углерода для тетраэдрической молекулы метана CH_4 приведено на рис. 43. Как видно из рисунка, правильный тетраэдр можно получить, поместив центральный атом в центре куба, а периферические атомы — в его противоположных вершинах.

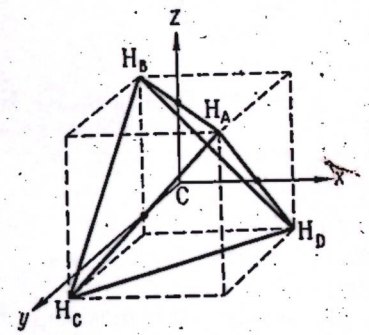


Рис. 43. Взаимное расположение атомов в молекуле CH_4

В образовании орбиталей молекулы CH_4 принимают участие 2s-, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбитали атома углерода и 1s-орбитали четырех атомов водорода. Возможные способы перекрывания валентных орбиталей атома углерода и четырех атомов водорода показаны на рис. 44. Комбинация 2s-орбитали углерода и 1s-орбиталей четырех атомов водорода (рис. 44, *а*) приводит к образованию пятицентровых молекулярных $\sigma_s^{св}$- и $\sigma_s^{разр}$-орбиталей. Комбинация $2p_x$-, $2p_y$-, $2p_z$-орбиталей углерода и 1s-орбиталей атомов водорода (рис. 44, *б*) соответствует образованию трех $\sigma_p^{св}(\sigma_x^{св}, \sigma_y^{св}, \sigma_z^{св})$ и трех $\sigma_p^{разр}(\sigma_x^{разр}, \sigma_y^{разр}, \sigma_z^{разр})$ пятицентровых молекулярных орбиталей. Характер перекрывания $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей атома C с 1s-орбиталями атомов H одинаков. Следовательно, возникающие при этом три молекулярные $\sigma_p^{св}$-орбитали (или соответственно три $\sigma_p^{разр}$-орбитали) имеют одинаковую энергию, т. е. они составляют трижды вырожденный уровень.

Энергетическая диаграмма орбиталей молекулы метана приведена на рис. 45. Невозбужденная молекула CH_4 имеет два связывающих и два разрыхляющих энергетических уровня. Распределение восьми валентных электронов молекулы метана (четыре от атома C и четыре от атомов H) соответствует электронной конфигурации

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2(\sigma_y^{св})^2(\sigma_z^{св})^2.$$

Каждая из молекулярных орбиталей охватывает все атомы молекулы и поэтому по характеру распределения электронной плотности все четыре атома водорода равноценны. Это отвечает наличию четырех

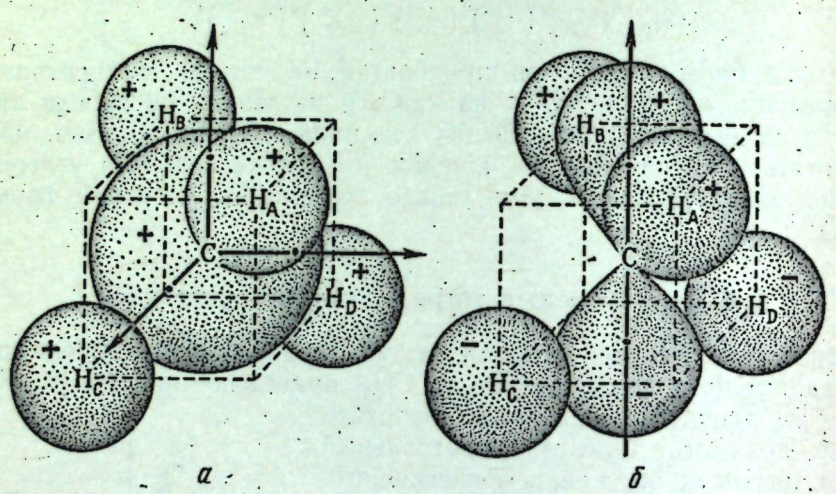
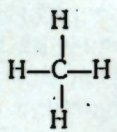


Рис. 44. Перекрывание 2s- (*а*) и 2p-орбиталей (*б*) атома углерода с 1s-орбиталями атомов водорода в молекуле CH_4

равноценных связей С—Н, что можно выразить структурной формулой



Валентные электроны располагаются на двух энергетических уровнях (рис. 45), поэтому молекула CH_4 имеет два первых потенциала ионизации. Удаление электрона с $\sigma_s^{св}$ -орбитали требует большей энергии (22,1 эВ), чем с $\sigma_p^{св}$ -орбитали (13,2 эВ).

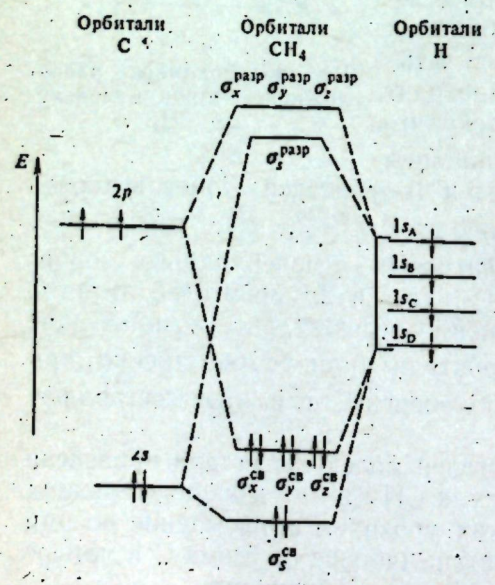
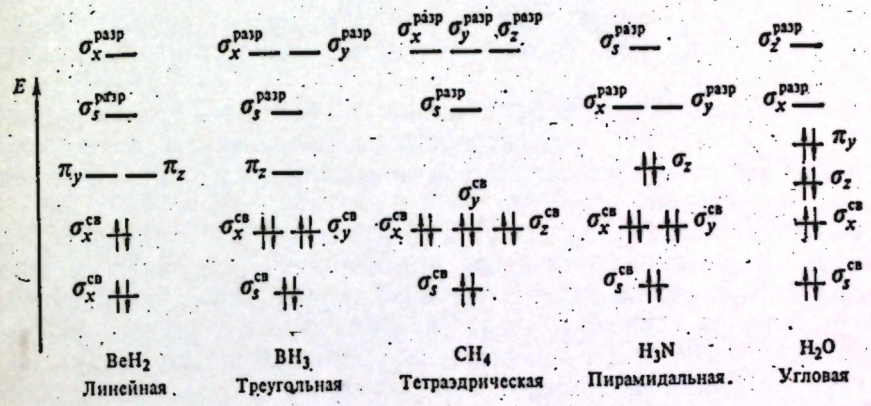


Рис. 45. Энергетическая диаграмма орбиталей тетраэдрической молекулы без π-связывания на примере CH_4

Как показывают расчеты, 2s-орбиталь атома углерода по своей энергии резко отличается от 1s-орбитали атома водорода. Поэтому по энергетическим условиям комбинация 2s-орбитали атома углерода с четырьмя 1s-орбиталями четырех атомов водорода к заметному перекрыванию не приводит, а следовательно, 2s-орбиталь атома углерода в молекуле метана играет роль несвязывающей. Таким образом, в молекуле CH_4 в действительности химическая связь осуществляется за счет двух 2p-электронов углерода и четырех 1s-электронов четырех атомов водорода. Очевидно, что и при таком объяснении сохраняется вывод о равноценности всех четырех атомов водорода молекулы метана и равноценности всех четырех связей С—Н.

§ 6. Сопоставление энергетических диаграмм орбиталей молекул разного строения

Из сопоставления энергетических диаграмм орбиталей линейной, треугольной, тетраэдрической, тригонально-пирамидальной и угловой молекул без π-связей



следует, что по мере перехода от линейной к тетраэдрической молекуле число молекулярных σ-орбиталей увеличивается, а число π-орбиталей уменьшается. В тригонально-пирамидальной молекуле число σ-орбиталей то же, что и в треугольной, но вместо несвязывающей π-орбитали имеется несвязывающая σ-орбиталь.

Выше мы рассмотрели основные положения теории молекулярных орбиталей. Она нашла очень широкое применение, так как дает самый общий подход ко всем типам химических соединений. В последнее время эта теория доминирует в теории химической связи и теоретической химии вообще. Ее математический аппарат наиболее удобен для проведения количественных расчетов с помощью ЭВМ.

Глава 3
ТЕОРИЯ ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ

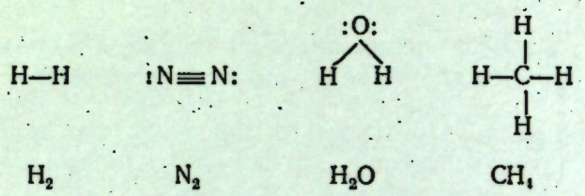
§ 1. Насыщаемость ковалентной связи

Теория валентных связей (локализованных электронных пар) исходит из положения, что каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных

ЦЕНТРАЛЬНАЯ [illegible]ИНА

пар. Таким образом, в представлении теории ВС химическая связь локализована между двумя атомами, т. е. она двухцентровая и двухэлектронная.

Обозначение с помощью черточки химической связи в структурных формулах соединений



нашло обоснование благодаря теории ВС.

Рассмотрим в рамках теории валентных связей характерные особенности ковалентной связи — ее насыщаемость, направленность и поляризуемость.

Одно из важнейших свойств химической связи — ее н а с ы щ а е м о с т ь. Вследствие насыщаемости связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде дискретных частиц с определенной структурой.

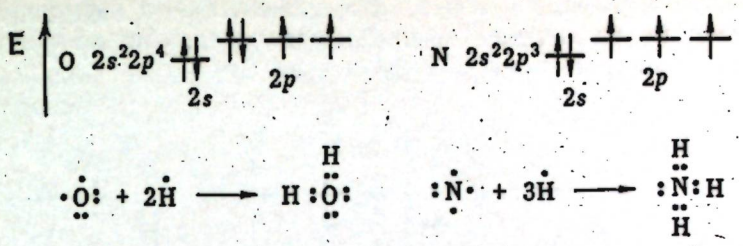
Валентность. Как известно, под валентностью подразумевается свойство атома данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Мерой валентности поэтому является число химических связей, образуемых данным атомом с другими атомами. Таким образом, в настоящее время под валентностью химического элемента обычно понимается его способность (в более узком смысле — мера его способности) к образованию химических связей. В представлении метода валентных связей численное значение валентности соответствует числу ковалентных связей, которые образуют атом.

Согласно теории валентных связей химическая связь возникает в тех случаях, когда встречаются два атома, имеющие непарные электроны. Тогда становится возможным перекрывание электронных облаков (одноэлектронных орбиталей) непарных электронов. В результате этого между атомами появляется зона повышенной электронной плотности, обусловливающая химическую связь.

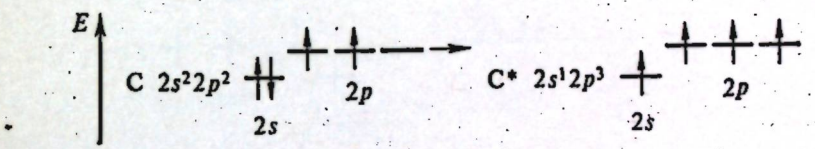
Образование молекулы водорода из атомов можно представить следующим образом (точка означает электрон, черта — пару электронов):

$$H\cdot + \cdot H = H{:}H \quad \text{или} \quad H\cdot + \cdot H = H{-}H$$

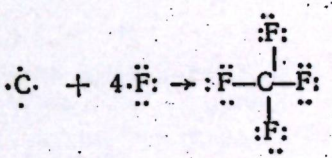
Поскольку пребывание двух электронов в поле действия двух ядер энергетически выгоднее, чем нахождение каждого электрона в поле своего ядра, в образовании ковалентных связей принимают участие все одноэлектронные облака. Например, атомы кислорода и азота могут соединяться с двумя и тремя (соответственно) одновалентными атомами водорода:



В ряде случаев число непарных электронов увеличивается в результате возбуждения атома, вызывающего распад двухэлектронных облаков на одноэлектронные. Например, атом углерода в основном состоянии имеет два непарных электрона ($2s^22p^2$), а при возбуждении одного из 2*s*-электронов в 2*p*-состояние возникают четыре непарных электрона ($2s2p^3$):



Вследствие этого атом углерода может соединяться, например, с четырьмя атомами фтора ($2s^22p^5$), имеющими по одному непарному электрону:



Возбуждение атомов до нового валентного состояния требует затраты определенной энергии, которая компенсируется энергией, выделяемой при образовании связей.

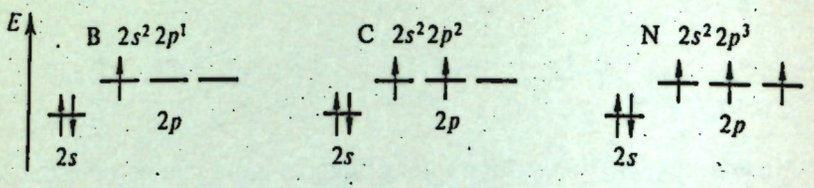
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Возможен и другой механизм образования двухцентровой двухэлектронной связи, а именно: при взаимодействии частиц, одна из которых имеет пару электронов A:, другая — свободную орбиталь □B:

$$A: + \square B = A - B$$

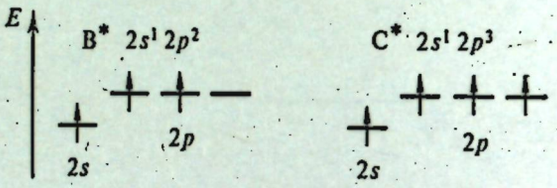
Частица, предоставляющая для связи двухэлектронное облако, называется *донором*; частица со свободной орбиталью, принимающая эту электронную пару, называется *акцептором*. Механизм образования ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого называется *донорно-акцепторным*.

Валентные возможности элементов. Имея в виду два механизма образования ковалентной связи, рассмотрим валентные возможности

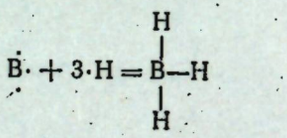
атомов бора, углерода и азота. Это элементы 2-го периода, и, следовательно, их валентные электроны распределяются по четырем орбиталям внешнего слоя: одной 2*s*- и трем 2*p*-:

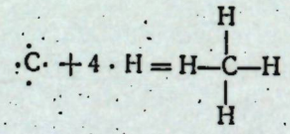


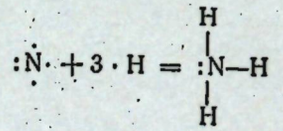
Поскольку у бора и углерода имеются энергетически близкие свободные 2*p*-орбитали, при возбуждении эти элементы могут приобрести новые электронные конфигурации:



В соответствии с числом непарных электронов атомы B, C и N могут образовать соответственно три, четыре и три ковалентные связи, например с атомами водорода:

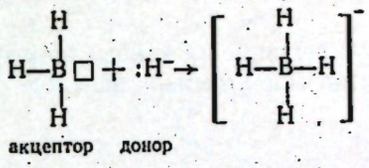




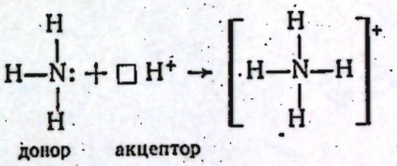


В молекуле BH_3 дефицит электронов — атом бора имеет свободную орбиталь. В молекуле же H_3N при атоме азота имеется неподеленная (*несвязывающая*) электронная пара. Таким образом, молекула BH_3 может выступать как акцептор электронной пары, а молекула H_3N, наоборот, — как донор электронной пары. Иными словами, центральные атомы той и другой молекулы способны к образованию четвертой ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

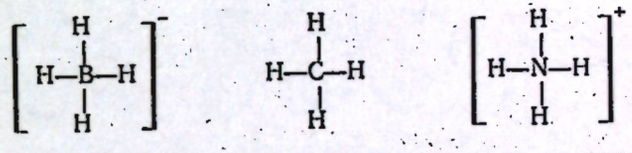
Простейший донор электронной пары — гидрид-ион H^-. Присоединение отрицательного гидрид-иона к молекуле BH_3 приводит к образованию сложного (комплексного) иона BH_4^- с отрицательным зарядом:



Простейший акцептор электронной пары — протон H^+; его присоединение к молекуле H_3N тоже приводит к образованию комплексного иона NH_4^+, но уже с положительным зарядом:



Из сопоставления структурных формул молекулы CH_4 и комплексных ионов BH_4^- и NH_4^+



видно, что атомы бора, углерода и азота в этих соединениях четырехвалентны. Следует отметить, что в ионах BH_4^- и NH_4^+ все четыре связи равноценны и неразличимы, следовательно, в ионах заряд делокализован (рассредоточен) по всему комплексу.

Рассмотренные примеры показывают, что способность атома образовывать ковалентные связи обусловливается не только одноэлектронными, но и двухэлектронными облаками или соответственно наличием свободных орбиталей.

§ 2. Направленность ковалентной связи

Поскольку электронные облака имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают σ-, π- и δ-связи (рис. 46).

Сигма-связи осуществляются при перекрывании облаков вдоль линии соединения атомов. Пи-связи возникают при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов. Дельта-связи обязаны перекрыванию всех четырех лопастей *d*-электронных облаков, расположенных в параллельных плоскостях.

Исходя из условий симметрии, можно показать, что электроны *s*-орбиталей могут участвовать лишь в σ-связывании, *p*-электроны — уже в σ- и π-связывании, а *d*-электроны — как в σ- и π-, так и в δ-связывании. Для *f*-орбиталей способы перекрывания еще разнообразнее.

Максимальное перекрывание облаков, образующих σ-связи, совпадает с линией соединения атомных центров. Поскольку электрон-

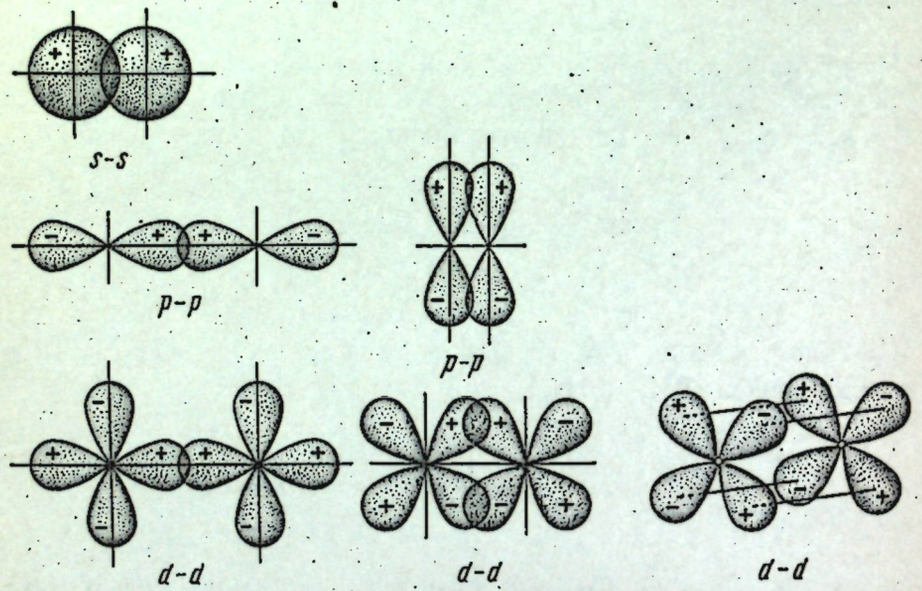


Рис. 46. Схема перекрывания орбиталей при образовании σ-, π-, δ-связей

ные облака (кроме *s*-облака) направлены в пространстве, то и химические связи, образуемые с их участием, пространственно направлены. Так, гантелевидные *p*-орбитали расположены в атоме взаимно перпендикулярно. Следовательно, угол между связями, образуемыми *p*-электронами атома, должен быть 90°. Таким образом, пространственное расположение σ-связей определяет пространственную конфигурацию молекул.

Теория гибридизации. Обычно атомы формируют связи за счет электронов разных энергетических состояний. Так, у атомов бериллия ($2s^12p^1$), бора ($2s^12p^2$) и углерода ($2s^12p^3$) в образовании связей одновременно принимают участие как *s*-, так и *p*-электроны. Несмотря на различие форм исходных электронных облаков, связи, образованные с их участием, оказываются равноценными и расположенными симметрично. В молекулах $BeCl_2$, BCl_3 и CCl_4, например, валентный угол ClЭCl равен 180°, 120° и 109°28′ соответственно.

Как же неравноценные по исходному состоянию электроны образуют равноценные химические связи? Ответ на этот вопрос дает представление о *гибридизации валентных орбиталей*.

Согласно этому представлению химические связи формируются электронами не «чистых», а «смешанных», так называемых *гибридных* орбиталей. Последние являются результатом смешения атомных орбиталей. Иначе говоря, при гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей (электронных облаков) взаимно изменяются и образуются орбитали (облака) новой, но уже одинаковой формы и одинаковой энергии.

Как видно из рис. 47, гибридная орбиталь, возникшая из *s*- и *p*-орбиталей, больше вытянута по одну сторону от ядра, чем по другую. Следовательно, химическая связь, образованная с участием электрона гибридной орбитали, должна быть более прочной, чем образованная электронами отдельных *s*- и *p*-орбиталей.

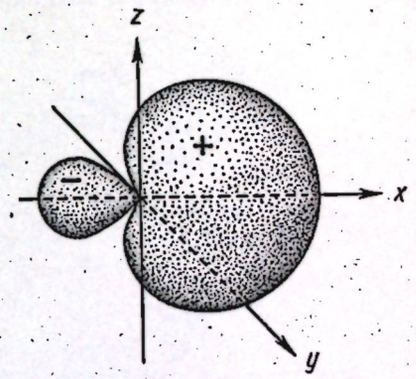
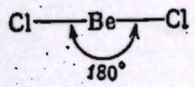
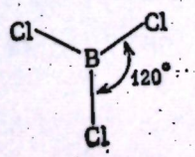


Рис. 47. Форма *sp*-гибридной орбитали

Пространственная конфигурация молекул и комплексов. Характер гибридизации валентных орбиталей центрального атома и их пространственное расположение определяют пространственную конфигурацию молекул и комплексных ионов. Так, при комбинации одной *s*- и одной *p*-орбитали возникают две *sp*-гибридные орбитали, расположенные симметрично под углом 180° (рис. 48). Отсюда и связи, образуемые с участием электронов этих орбиталей, также располагаются под углом 180°. Например, у атома бериллия *sp*-гибридизация орбиталей проявляется в молекуле $BeCl_2$, которая вследствие этого имеет линейную форму:



Комбинация трех орбиталей — одной *s*- и двух *p*-типа — приводит к образованию трех sp^2-гибридных орбиталей, расположенных под углом 120° (рис. 48). Под таким же углом располагаются и связи, образованные с участием электронов этих орбиталей. Например, вследствие sp^2-гибридизации орбиталей атома бора молекула BCl_3 имеет форму треугольника:



Комбинация четырех орбиталей — одной *s*- и трех *p*-типа — приводит к sp^3-гибридизации, при которой четыре гибридные орбитали симметрично ориентированы в пространстве к четырем вершинам тетраэдра, т. е. под углом 109°28′ (рис. 48). Тетраэдрическое

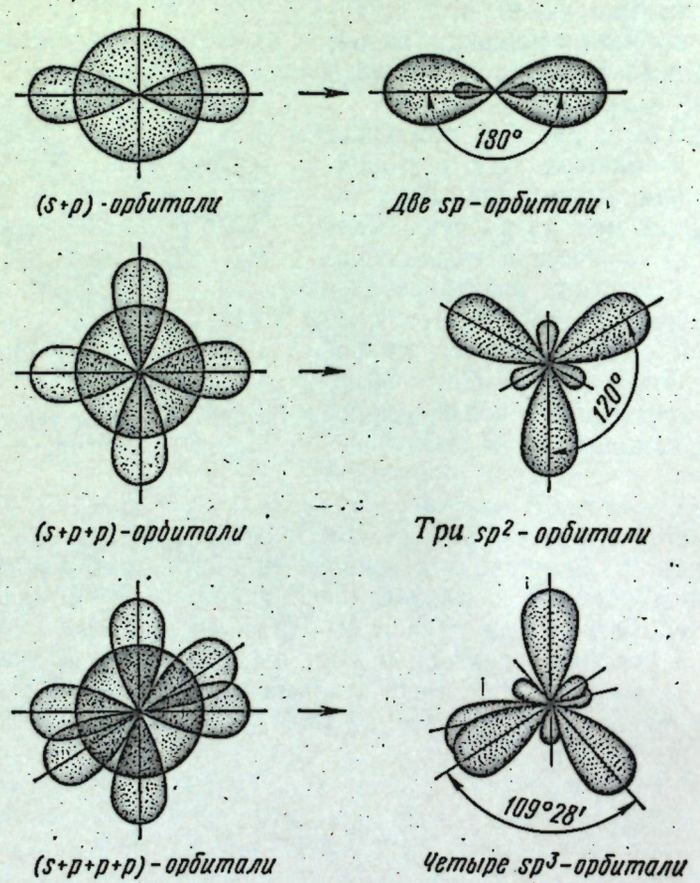
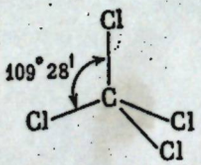


Рис. 48. Гибридизация валентных орбиталей

расположение связей и форма тетраэдра характерны для многих соединений четырехвалентного углерода, например CCl_4:



Вследствие sp^3-гибридизации орбиталей атомов азота и бора аналогичную структуру имеют ионы NH_4^+ и BH_4^-.

Кроме рассмотренных возможны и другие типы гибридизации валентных орбиталей и отвечающие им типы пространственной конфигурации молекул. Комбинация орбиталей типа одной *s*-, трех *p*- и одной *d*- приводит к sp^3d-гибридизации. Это соответствует простран-

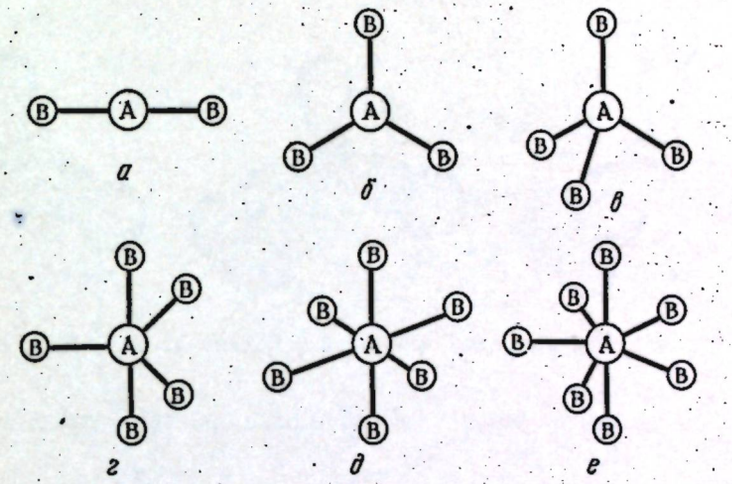
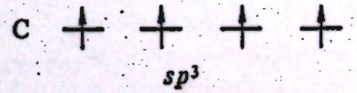


Рис. 49. Пространственное распределение связей и конфигурация молекул:

а — линейная; *б* — треугольная; *в* — тетраэдрическая; *г* — тригонально-бипирамидальная; *д* — октаэдрическая; *е* — пентагонально-бипирамидальная

ственной ориентации пяти sp^3d-гибридных орбиталей к вершинам тригональной бипирамиды (рис. 49, *г*). В случае sp^3d^2-гибридизации шесть sp^3d^2-гибридных орбиталей ориентируются к вершинам октаэдра (рис. 49, *д*). Ориентация семи орбиталей к вершинам пентагональной бипирамиды (рис. 49, *е*) соответствует sp^3d^3 (или sp^3d^2f)-гибридизации валентных орбиталей центрального атома молекулы (комплекса).

Влияние несвязывающей электронной пары центрального атома на строение молекул. Выше мы рассмотрели правильные геометрические формы молекул и комплексов с валентными углами 180, 120, 109,5, 90°. Однако, согласно экспериментальным данным, значительно чаще встречаются молекулы и комплексы с несколько иными значениями валентных углов. Валентные углы в молекулах H_3N и H_2O, например, составляют: $\angle HNH = 107{,}3°$ и $\angle HOH = 104{,}5°$. Согласно теории гибридизации центральные атомы этих молекул образуют химические связи за счет электронов sp^3-гибридных орбиталей. У атома углерода на четыре sp^3-гибридные орбитали приходится четыре электрона:



Это определяет образование четырех связей C—H и расположение атомов водорода молекулы метана CH_4 в вершинах тетраэдра (рис. 50).

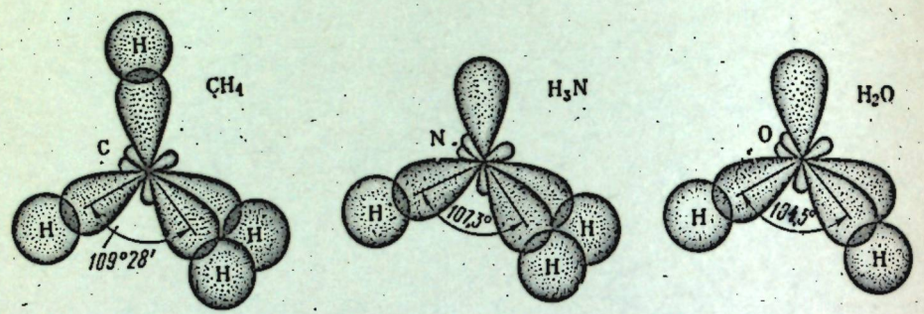
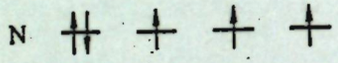


Рис. 50. Перекрывание орбиталей в молекулах CH_4, H_3N, H_2O

У атома азота на четыре sp^3-гибридные орбитали приходится пять электронов:



Следовательно, одна пара электронов оказывается несвязывающей и занимает одну из sp^3-гибридных орбиталей, направленных к вершине тетраэдра (рис. 50).

У атома кислорода на четыре sp^3-гибридные орбитали приходится шесть электронов:



Теперь уже несвязывающие электронные пары занимают две sp^3-гибридные орбитали.

В представлениях теории гибридизации уменьшение валентного угла HЭH в ряду CH_4 (109,5°) — H_3N (107,3°) — H_2O (104,5°) объясняется следующим образом. Поскольку в ряду C—N—O энергетическое различие между 2*s*- и 2*p*-орбиталями (см. рис. 11) увеличивается, вклад 2*s*-орбиталей при гибридизации с 2*p*-орбиталями уменьшается. Это приводит к уменьшению валентного угла и постепенному приближению его к 90°.

С увеличением числа несвязывающих электронов центрального атома изменяется пространственная конфигурация молекул (рис. 51). Так, молекула CH_4 имеет форму правильного тетраэдра с атомом углерода в центре (рис. 51, *а*), а в молекуле H_3N (рис. 51, *б*) одна из вершин тетраэдра занята несвязывающей электронной парой и молекула поэтому имеет форму тригональной пирамиды. В молекуле H_2O (рис. 51, *в*) две вершины тетраэдра заняты электронными парами, а сама молекула имеет угловую (V-образную) форму.

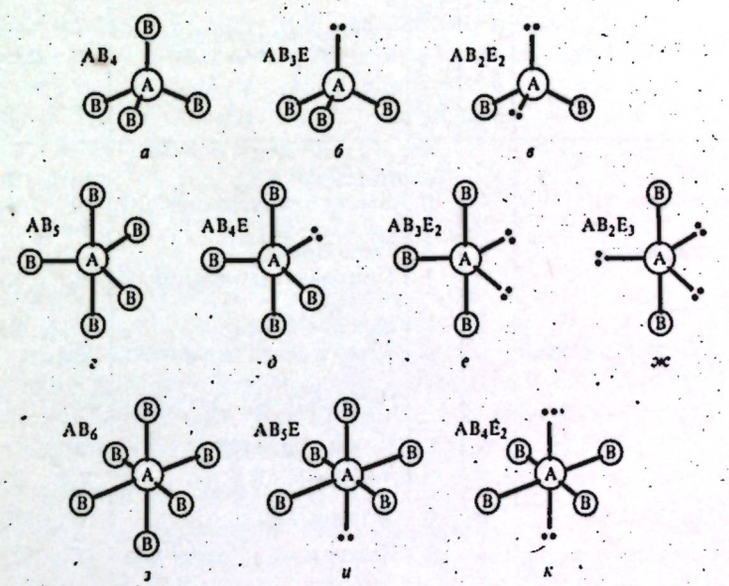


Рис. 51. Влияние несвязывающих электронных пар (E) центрального атома на пространственную конфигурацию молекул:

а — тетраэдр; *б* — тригональная пирамида; *в* — угловая форма; *г* — тригональная бипирамида; *д* — искаженный тетраэдр; *е* — *Т*-форма; *ж* — линейная форма; *з* — октаэдр; *и* — тетрагональная пирамида; *к* — квадрат

Теория локализованных электронных пар. Согласно этой теории расположение связей и лигандов вокруг центрального атома определяется числом его электронных пар, в том числе несвязывающих. При этом их предпочтительное расположение относительно друг друга — максимальная удаленность, т. е. минимум межорбитального взаимодействия.

Число локализованных электронных пар центрального атома и пространственная конфигурация для молекул типа AB_n приведены в табл. 7 и на рис. 51. С помощью этой теории нетрудно показать, что молекулы CH_4, H_3N и H_2O относятся к молекулам типа AB_4, AB_3E* и AB_2E_2* соответственно, что отвечает тетраэдрической, тригонально-пирамидальной и угловой пространственной конфигурации (рис. 51 и табл. 7).

* E — несвязывающая электронная пара.

Таблица 7

Число локализованных электронных пар центрального атома и пространственная конфигурация молекул AB_n

Число электронных пар атома A	Расположение электронных пар	Число связывающих пар	Число неподеленных пар	Геометрическая форма и состав молекулы*	Примеры
2	Линейное	2	0	Линейная AB_2	BeH_2, $BeCl_2$
3	Треугольное	3	0	Плоский треугольник AB_3	BF_3
		2	1	Угловая AB_2E	$SnCl_2$
4	Тетраэдрическое	4	0	Тетраэдр AB_4	CCl_4, CH_4
		3	1	Тригональная пирамида AB_3E	H_3N, NF_3
		2	2	Угловая AB_2E_2	H_2O, OF_2
5	Тригонально-бипирамидальное	5	0	Тригональная бипирамида AB_5	PCl_5
		4	1	Неправильный тетраэдр AB_4E	SF_4
		3	2	Т-образная AB_3E_2	ClF_3
		2	3	Линейная AB_2E_3	XeF_2, IF_2^-
6	Октаэдрическое	6	0	Октаэдр AB_6	SF_6, SiF_6^{2-}
		5	1	Квадратная пирамида AB_5E	IF_5, SbF_5^{2-}
		4	2	Плоский квадрат AB_4E_2	XeF_4, ICl_4^-
7	Пентагонально-бипирамидальное	7	0	Пентагональная бипирамида AB_7	IF_7
		6	1	Неправильный октаэдр AB_6E	XeF_6

* E — несвязывающая электронная пара.

Связывающая электронная пара (локализована между двумя атомами) занимает меньше места, чем несвязывающая электронная пара. Поэтому в наибольшей степени отталкивание проявляется между несвязывающими парами, несколько меньше эффект отталкивания между несвязывающей и связывающей парой и, наконец, наименьшее отталкивание между связывающими электронными парами. Увеличением числа несвязывающих электронных пар центрального атома объясняется уменьшение валентного ∠ НЭН в ряду CH_4 (109,5°; молекула типа AB_4) — H_3N (107,3°; молекула типа AB_3E) — H_2O (104,5°; молекула типа AB_2E_2).

Взаимным отталкиванием связывающих и несвязывающих электронных пар центрального атома можно объяснить влияние на величину валентных углов природы периферических атомов (или их группировок). Например, в рядах H_3N (107,3°) и NF_3(102°), H_2O (104,5°) и OF_2(103°) валентные углы уменьшаются. Связывающее электронное облако занимает тем меньший объем (локализовано в большей степени), чем выше электроотрицательность периферического атома. Поскольку фтор электроотрицательнее водорода, электронная пара связи Э—F локализована в меньшем объеме, чем электронная пара связи Э—H. Иными словами, взаимное отталкивание электронных пар связей Э—F меньше, чем электронных пар связей Э—H. Поэтому отталкивающее действие несвязывающих электронных пар в случае молекул NF_3 и OF_2 приводит к уменьшению валентного угла в большей степени, чем в случае молекул H_3N и H_2O.

Кратные связи. До сих пор мы рассматривали молекулы с одинарными связями, т. е. молекулы лишь с σ-связями. Однако значительно более разнообразны молекулы и комплексные ионы, средняя кратность (порядок) связи в которых больше единицы. Повышение кратности связи обязано наложению на σ-связь π- и δ-связей. Например, в молекуле N_2, имеющей тройную связь

$$:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow :N\equiv N:$$

одна из связей σ-типа, две другие — π-типа, отвечающие p_x—p_x-, p_y—p_y- и p_z—p_z-перекрыванию соответственно (см. рис. 46).

В линейной молекуле CO_2 каждый атом кислорода объединяется с атомом углерода одной σ- и одной π-связью: O=C=O.

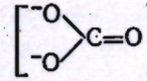
Повышение кратности связи приводит к упрочнению межатомной связи и уменьшению межъядерного расстояния (длины связи). Так, энергии диссоциации молекул фтора F_2 (:F—F:) и азота N_2 (:N≡N:) соответственно равны 159 и 940 кДж/моль.

Влияние π-связывания на межъядерное расстояние хорошо иллюстрирует ряд: C_2H_6—C_2H_4—C_2H_2:

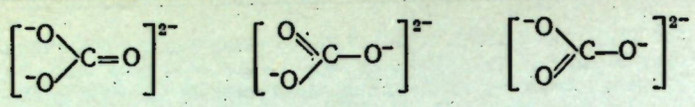
C_2H_6	C_2H_4	C_2H_2
$H_3C—CH_3$	$H_2C=CH_2$	$HC\equiv CH$

Расстояние между атомами углерода по мере повышения кратности связи уменьшается и составляет соответственно 0,1543; 0,1353 и 0,1205 нм.

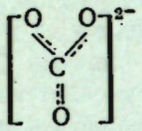
Делокализованная π-связь. Рассмотрим химические связи в карбонат-ионе CO_3^{2-}. Этот ион имеет треугольное строение. Атом углерода за счет электронов sp^2-гибридных орбиталей образует три σ-связи, лежащие в плоскости под углом 120°. Четвертый электрон углерода образует π-связь. Валентное насыщение одного атома кислорода достигается за счет образования π-связи, двух других — за счет присоединения электрона. Строение такого иона изображают следующей формулой:



недостатком которой является локализация π-связи и обусловленная этим кажущаяся неравноценность связей C—O, что противоречит эксперименту. Поэтому в теории валентных связей строение аниона CO_3^{2-} изображается не одной схемой, а набором из трех равноценных:

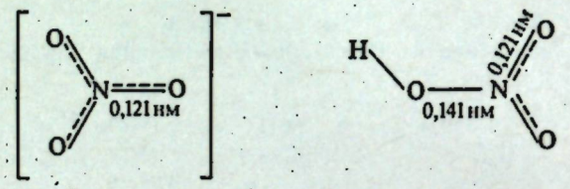


Равноценность всех связей свидетельствует о делокализации π-связи (π-электронного облака) и отрицательного заряда на все атомы кислорода. Тогда можно обойтись одной схемой с изображением делокализованного π-электронного облака в виде пунктира:

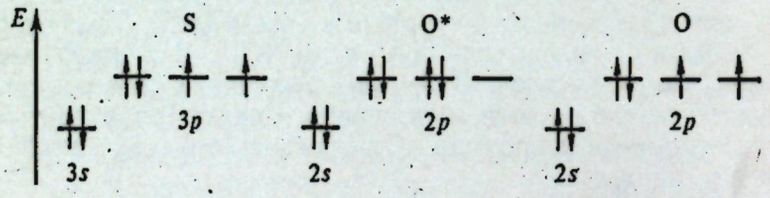


Вследствие делокализации π-электронного облака порядок связи C=O составляет примерно 1 $^1/_3$. Длина связи d_{CO} в ионе CO_3^{2-} 0,129 нм и является промежуточной между длиной одинарной $d_{C-O} = 0{,}143$ нм и двойной $d_{C=O} = 0{,}122$ нм связей.

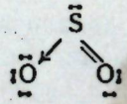
Рассуждая аналогичным образом, можно показать, что в NO_3^- вследствие делокализации зарядов и π-связи все три атома кислорода равноценны, $d_{NO} = 0{,}121$ нм. В молекуле же HNO_3 одна из связей NO одинарная, $d_{NO} = 0{,}141$ нм, две другие — близки к двойным, $d_{NO} = 0{,}121$ нм:



Образование связи в молекуле оксида серы (IV) SO_2 можно объяснить следующим образом. В атоме серы два непарных электрона, за счет которых присоединяется один атом кислорода O:

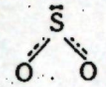


Второй атом кислорода O* присоединяется к атому серы за счет донорно-акцепторной связи (она показана стрелкой):



Поскольку в молекуле SO_2 оба атома кислорода равноценны,

свойства молекулы лучше передает структурная формула с делокализованными связями:



В качестве еще одного примера системы с делокализованными π-связями рассмотрим молекулу бензола C_6H_6. Она имеет форму плоского шестиугольника,

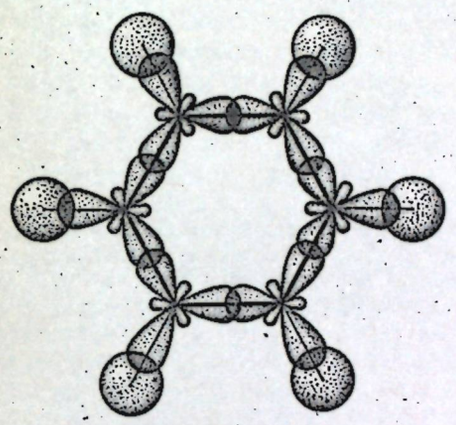


Рис. 52. σ-Связи в молекуле бензола

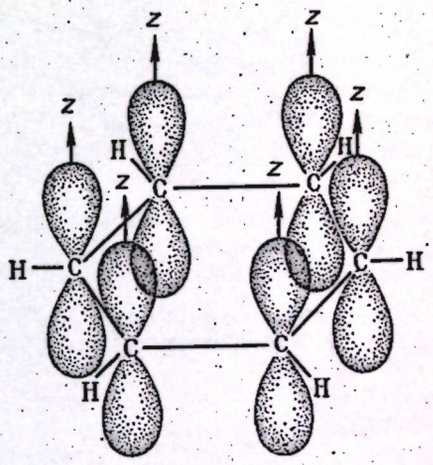
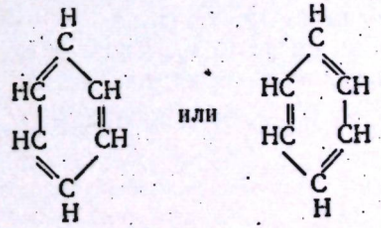


Рис. 53. Расположение p-электронных облаков в молекуле бензола

и каждый из шести атомов углерода в кольце может рассматриваться как находящийся в состоянии sp^2-гибридизации и образующий три σ-связи с валентными углами 120° (рис. 52). На образование этих трех σ-связей (двух C—C и одной C—H) каждый углеродный атом затрачивает три из четырех валентных электронов, а остальные шесть электронов всех шести углеродных атомов располагаются на p-орбиталях — по одному у каждого атома углерода. Четвертое электронное облако каждого атома углерода ориентируется перпендикулярно к плоскости бензольного кольца (рис. 53). Два таких соседних p_z-электронных облака могут перекрываться, образуя π-связь между двумя атомами углерода. При этом каждое из p_z-электронных облаков может сочетаться с равной вероятностью как с p_z-облаком, находящимся справа, так и с p_z-облаком, находящимся слева от него



Следовательно, можно считать, что возникает попеременно связь то с одним, то с другим атомом углерода. В целом это приводит к образованию тремя элек-

тронными парами единой связи, распространяющейся на все атомы углерода бензольного кольца. Образуются две области большой электронной плотности, расположенные по обе стороны плоскости σ-связей (рис. 54). При такой связи все атомы углерода оказываются равноценными и, следовательно, подобная система более устойчива, чем система с тремя локализованными двойными связями между определенными атомами углерода. Таким образом, в молекуле бензола связи, лежащие в плоскости бензольного кольца, локализованы, а π-связи, расположенные перпендикулярно плоскости кольца, не локализованы:

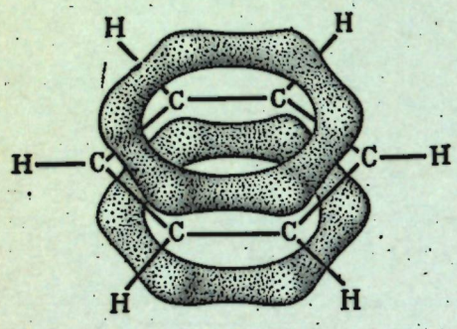
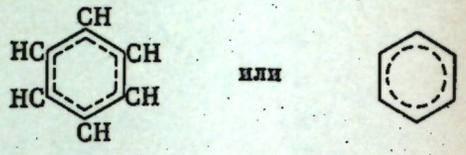


Рис. 54. π-Связи в молекуле бензола



Нелокализованная связь в молекуле бензола обусловливает повышение порядка связи между атомами и сокращение межъядерного расстояния, т. е. d_{CC} в C_6H_6 составляет 0,139 нм, тогда как $d_{C-C} = 0{,}1543$ нм, а $d_{C=C} = 0{,}1353$ нм.

§ 3. Полярность и поляризуемость связи

Связь между атомами разных элементов всегда более или менее полярна, что обусловлено различием размеров и электроотрицательностей атомов. Например, в молекуле хлорида водорода HCl связующее электронное облако смещено в сторону более электроотрицательного атома хлора. Вследствие этого заряд ядра водорода уже не компенсируется, а на атоме хлора электронная плотность становится избыточной по сравнению с зарядом ядра. Иными словами, атом водорода в HCl поляризован положительно, а атом хлора отрицательно; на атоме водорода возникает положительный заряд, на атоме хлора — отрицательный. Этот заряд δ, называемый *эффективным*, можно установить экспериментально. Согласно имеющимся данным эффективный заряд на атоме водорода молекулы HCl составляет $\delta_H = +0{,}18$, а на атоме хлора $\delta_{Cl} = -0{,}18$ абсолютного заряда электрона. Можно сказать, что связь в молекуле HCl имеет на 18% ионный характер, т. е. полярна. Ниже приведены значения эффективных зарядов* на атомах кислорода в оксидах элементов 3-го периода:

	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Эффективный заряд δ_O	−0,81	−0,35	−0,31	−0,23	−0,13	−0,06	−0,01

В Cl_2O_7 эффективный заряд на атоме кислорода ничтожно мал и связь Cl—O близка к неполярной, тогда как в Na_2O эффективный заряд на атоме кислорода составляет −0,81, т. е. в этом соединении химическая связь сильно полярна. Понижение полярности связи в этом ряду соответствует уменьшению различия в электроотрицательностях элементов, образующих соединения.

Таким образом, по степени смещения (поляризации) связующего электронного облака связь может быть неполярной, полярной и ионной. Неполярная и ионная связи представляют собой крайние случаи полярной связи. По сравнению с последней они встречаются значительно реже.

Поляризуемость связи. Для характеристики реакционной способности молекул важно знать не только исходное распределение электронной плотности, но и возможность ее изменения. Мерой последней служит поляризуемость связи — ее способность становиться полярной (или более полярной) в результате действия на молекулу внешнего электрического поля. Так как с каждым атомом или молекулой в свою очередь связано электрическое поле, то соединение должно поляризоваться также и при действии на молекулу других молекул, скажем, партнера по реакции.

В результате поляризации может произойти полный разрыв связи с переходом связывающей электронной пары к одному из атомов с образованием отрицательного и положительного ионов. Асимметричный разрыв связи с образованием разноименных ионов называется *гетеролитическим*:

$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \leftarrow H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow H^+ + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

гомолитический разрыв (диссоциация) — гетеролитический разрыв (ионизация)

Гетеролитический разрыв отличается от разрушения связи при распаде молекулы на атомы и радикалы. В последнем случае разрушается связывающая электронная пара и процесс называется *гомолитическим*. В соответствии со сказанным следует различать процесс *диссоциации* и процесс *ионизации*; в случае HCl первый наблюдается при его термическом распаде на атомы, второй — при распаде на ионы в растворе.

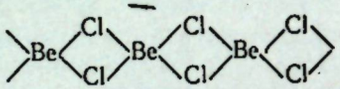
Степень (состояние) окисления элементов. Пользуясь величинами электроотрицательностей элементов (см. рис. 15), можно дать количественную оценку состояния атома в соединении в виде так называемой *степени* или *состояния окисления*. Под степенью окисления понимают электрический заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.

* Значения δ, определяемые разными методами, существенно различаются. Приводимые здесь значения δ интересуют нас с точки зрения иллюстрации общей тенденции изменения δ в ряду однотипных соединений.

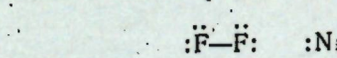
В простейших ковалентных соединениях значение положительной степени окисления элемента соответствует числу оттянутых от атома связывающих электронных пар, а величина отрицательной степени окисления — числом притянутых электронных пар. Например, в молекуле HCl хлор и водород одновалентны; степень окисления более электроотрицательного хлора (3,0) принимается равной —1, а менее электроотрицательного водорода (2,1) +1. В молекулах аммиака H_3N и трифторида азота NF_3 азот образует три связи, т. е. трехвалентен. В соответствии же с различием в электроотрицательностях азота (3,0), водорода (2,1) и фтора (4,0) азоту в H_3N приписывается отрицательная степень окисления —3, а в NF_3 — положительная степень окисления +3.

Использование понятия степени окисления для характеристики состояния элемента в большинстве соединений чисто условно и не отвечает действительному характеру и степени поляризации атомов. Так, и в HCl, и в NaCl степень окисления хлора принимается равной —1, тогда как на самом деле поляризация его атома (эффективный заряд) в этих соединениях различна.

Во многих случаях значение степени окисления элемента не совпадает и с числом образуемых им связей. Например, на основании стехиометрического состава считается, что в $BeCl_2$ атом бериллия проявляет степень окисления +2, а хлор —1. На самом деле, поскольку в обычных условиях молекула $BeCl_2$ полимерна, атом Be имеет четыре связи, атом Cl — две.



В неполярных молекулах F_2 и N_2 степени окисления фтора и азота принимаются равными нулю, тогда как число связей атомов в этих молекулах соответственно равно единице и трем:



Для отражения в названиях бинарных соединений отрицательного характера поляризации атомов к латинским названиям элементов добавляется суффикс *ид*, например: NaCl — хлор*ид* натрия, HF — фтор*ид* водорода, H_3N — нитр*ид* водорода, $FeCl_2$ — хлор*ид* железа (II), $FeCl_3$ — хлор*ид* железа (III).

К бинарным соединениям относятся, например фториды (NaF, CF_4), оксиды (Na_2O, CO_2), хлориды (NaCl, CCl_4), нитриды (Na_3N, C_3N_4), сульфиды (Na_2S, CS_2) и т. д.

Степень окисления элемента — понятие условное, однако оно весьма полезно. Значениями степеней окисления элементов пользуются при составлении формул соединений; при написании и подборе коэффициентов в уравнениях реакций; для классификации соединений, характеристики их химической природы и свойств; для предсказания направления течения и продуктов химических реакций и т. д.

Высшая степень окисления, за редким исключением, отвечает номеру группы, к которой относится данный элемент. Так, у элемента V группы азота высшая степень окисления равна пяти; у элементов VII группы хлора и марганца высшая степень окисления равна семи, а у элементов VIII группы ксенона и осмия — восьми и т. д.

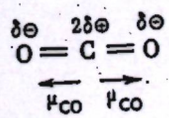
Исключение составляют фтор, кислород, гелий, неон, аргон, а также железо и элементы подгрупп кобальта и никеля, высшая степень окисления которых ниже, чем номер группы, к которой они относятся. У элементов подгруппы меди, наоборот, высшая степень окисления больше единицы, хотя они и относятся к I группе.

§ 4. Типы ковалентных молекул

Неполярные и полярные молекулы. В зависимости от характера распределения электронной плотности молекулы могут быть неполярными и полярными. В неполярных молекулах центры тяжести положительных и отрицательных зарядов совпадают. Полярные молекулы являются *диполями*, т. е. системами, состоящими из двух равных по величине и противоположных по знаку зарядов ($+q$ и $-q$), находящихся на некотором расстоянии l друг от друга. Расстояние между центрами тяжести положительного и отрицательного зарядов называется *длиной диполя*. Полярность молекулы, как и полярность связи, оценивают величиной ее электрического момента диполя μ, представляющего собой произведение длины диполя l на величину электрического заряда: $\mu = lq$.

Длина диполя имеет значение порядка диаметра атома, т. е. 10^{-10} м, а заряд электрона $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ Кл, поэтому электрический момент диполя выражается величиной порядка 10^{-29} Кл·м (кулонметр)*.

Электрический момент диполя молекулы представляет собой векторную сумму моментов всех связей и несвязывающих электронных пар в молекуле. Результат сложения зависит от структуры молекулы. Например, молекула CO_2 имеет симметричное линейное строение:

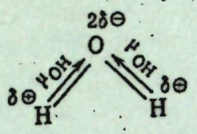


Поэтому, хотя связи C=O и имеют сильно полярный характер, вследствие взаимной компенсации их электрических моментов диполя молекула CO_2 в целом неполярна ($\mu = 0$). По этой же причине непо-

* Электрический момент диполя иногда выражают в *дебаях* (D); 1D = $= 0{,}333 \cdot 10^{-29}$ Кл·м.

лярны высокосимметричные тетраэдрические молекулы CH_4, CF_4, октаэдрическая молекула SF_6 и т. д.

Напротив, в угловой молекуле H_2O полярные связи O—H располагаются под углом 104,5°. Поэтому их моменты взаимно не компенсируются и молекула оказывается полярной ($\mu = 0{,}61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м):



Электрическим моментом диполя обладают также угловая молекула SO_2, пирамидальные молекулы H_3N, NF_3 и т. д. Отсутствие такого момента свидетельствует о высоко симметричной структуре молекулы, наличие электрического момента диполя — о несимметричности структуры молекулы (табл. 8).

Таблица 8

Строение и ожидаемая полярность молекул

Тип	Пространственная конфигурация	Ожидаемая полярность	Примеры
A_2	Гантелевидная	Неполярная	H_2, Cl_2, N_2
AB	»	Полярная	HCl, ClF
AB_2	Линейная	Неполярная	CO_2, CS_2, $BeCl_2$ (г)
AB_2	Угловая	Полярная	H_2O, SO_2, NO_2
ABC	Линейная	»	COS, HCN
AB_3	Плоский треугольник	Неполярная	BCl_3
AB_3	Тригональная пирамида	Полярная	H_3N, PCl_3, NF_3
AB_3	Т-образная	»	ClF_3, BrF_3
AB_4	Правильный тетраэдр	Неполярная	CH_4, CCl_4, SiF_4
AB_4	Плоский квадрат	»	XeF_4
AB_4	Неправильный тетраэдр	Полярная	SF_4, $TeCl_4$
AB_5	Тригональная бипирамида	Неполярная	PF_5, PCl_5 (г)
AB_5	Квадратная пирамида	Полярная	IF_5
AB_6	Правильный октаэдр	Неполярная	SF_6, WF_6
AB_7	Пентагональная бипирамида	»	IF_7

На величину электрического момента диполя молекулы сильно влияют несвязывающие электронные пары. Например, молекулы H_3N и NF_3 имеют одинаковую тригонально-пирамидальную форму, полярность связей N—H и N—F также примерно одинакова, однако электрический момент диполя H_3N равен $0{,}49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а NF_3 — всего $0{,}07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Это объясняется тем, что в H_3N направление электрического момента диполя связывающей N—H и несвязывающей электронной пары совпадает и при векторном сложении обусловливает большой электрический момент диполя. Наоборот, в NF_3 моменты связей N—F и электронной пары направлены в противоположные стороны, поэтому при сложении они частично компенсируются (рис. 55).

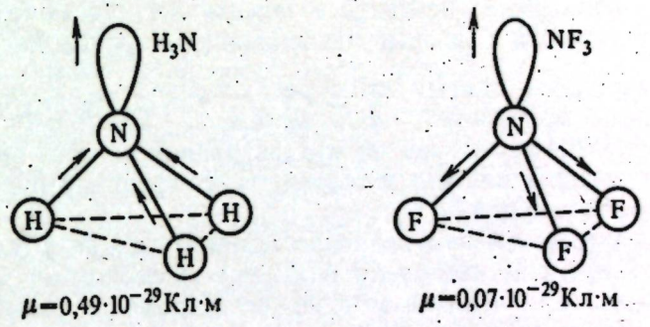


Рис. 55. Сложение электрических моментов диполя связывающей и несвязывающей электронных пар молекул H_3N и NF_3

Значения электрических моментов диполя некоторых молекул приведены в табл. 9.

Таблица 9

Электрические моменты диполей (μ) некоторых молекул

Молекула	$\mu \cdot 10^{29}$, Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{29}$, Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{29}$, Кл·м
H_2	0	HBr	0,263	SO_2	0,53
N_2	0	HI	0,127	H_3N	0,494
CO	0,033	CO_2	0	H_3P	0,183
NO	0,023	H_2O	0,610	SO_3	0
HF	0,640	H_2S	0,340	BF_3	0
HCl	0,347	NO_2	0,097	CH_4	0

Зная экспериментальные значения электрического момента диполя, можно рассчитать полярность связей и эффективные заряды атомов. В простейшем случае двухатомных молекул можно приближенно считать, что центры тяжести зарядов совпадают с ядрами, т. е. l равно межъядерному расстоянию или длине связи. Так, в молекуле HCl $d_{HCl} = 0{,}127$ нм. Если бы хлорид водорода был чисто ионным соединением (q равно заряду электрона), то его электрический момент диполя был бы равен

$$\mu = 1{,}6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} \cdot 1{,}27 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 2{,}032 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}.$$

В действительности же момент диполя газообразного хлорида водорода равен $0{,}347 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, что составляет примерно 18% от рассчитанного μ в предположении ионного характера связи. Таким образом, эффективные заряды на атомах H и Cl в молекуле HCl равны ±0,18 абсолютного заряда электрона.

Мгновенные и индуцированные диполи. Молекула представляет собой динамическую систему, в которой происходит постоянное движение электронов и колебание ядер. Поэтому распределение зарядов в ней не может быть строго постоянным. Например, молекулу Cl_2 относят к неполярным: значение ее электрического момента диполя равно нулю. Однако в каждый данный момент происходит временное смещение зарядов к одному из атомов хлора: $\overset{\delta+}{Cl} \rightarrow \overset{\delta-}{Cl}$ или $\overset{\delta-}{Cl} \leftarrow \overset{\delta+}{Cl}$ с образованием *мгновенных микродиполей.* Поскольку подобное смещение зарядов к любому из атомов равновероятно, среднее распределение зарядов как раз и соответствует среднему нулевому значению момента диполя.

Для полярных молекул величина момента диполя в каждый данный момент времени несколько больше или несколько меньше его среднего значения. Отличие мгновенного диполя от постоянного состоит в том, что направление и величина мгновенного диполя подвержены непрерывным колебаниям и по направлению он может не совпадать с направлением постоянного момента диполя. Таким образом, любую неполярную и полярную молекулу (и атом в ней) можно рассматривать как совокупность периодических очень быстро меняющихся по величине и направлению мгновенных микродиполей.

Под действием внешнего электрического поля молекула п о л я р и з у е т с я, т. е. в ней происходит перераспределение зарядов, и молекула приобретает новое значение электрического момента диполя. При этом неполярные молекулы могут превратиться в полярные, а полярные становятся еще более полярными. Иначе говоря, под действием внешнего электрического поля в молекулах индуцируется диполь, называемый *наведенным* или *индуцированным*. В отличие от постоянных и мгновенных наведенные (индуцированные) диполи существуют лишь при действии внешнего электрического поля. После прекращения действия поля наведенные диполи исчезают. Полярностью и поляризуемостью молекул обусловлено межмолекулярное взаимодействие.

Глава 4
ИОННАЯ СВЯЗЬ. НЕВАЛЕНТНЫЕ ТИПЫ СВЯЗИ

§ 1. Ионная связь

Природу ионной связи, структуру и свойства ионных соединений можно объяснить с позиций электростатического взаимодействия ионов. Способность элементов образовывать простые ионы обусловлена электронной структурой их атомов. Эту способность можно оценить величиной энергии ионизации и сродства атомов к электрону. Понятно, что легче всего образуют катионы элементы с малой энергией ионизации: щелочные и щелочноземельные металлы. Об-

разование же в условиях обычных химических превращений простых катионов других элементов менее вероятно, так как это связано с затратой большой энергии на ионизацию атомов.

Простые анионы легче всего образуют *p*-элементы VII группы вследствие их высокого сродства к электрону. Присоединение одного электрона к атомам кислорода, серы, углерода, некоторым другим элементам сопровождается выделением энергии. Присоединение же последующих электронов с образованием свободных многозарядных простых анионов (как уже указывалось на с. 36) места не имеет.

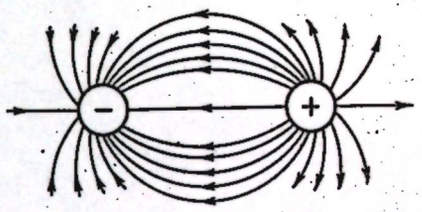


Рис. 56. Распределение электрических силовых полей двух разноименных ионов

Поэтому соединения, состоящие из простых ионов, немногочисленны. Они легче всего образуются при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с галогенами. Однако и в этом случае электронная плотность между ионами не равна нулю (см. табл. 12), и поэтому можно говорить лишь о преимущественном проявлении ионной связи. (Радиусы одноатомных многозарядных ионов представляют собой условные величины.)

Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Электрические заряды ионов обусловливают их притяжение и отталкивание и в целом определяют стехиометрический состав соединения. Ионы можно представить как заряженные шары, силовые поля которых равномерно распределяются во всех направлениях в пространстве. Поэтому каждый ион может притягивать к себе ионы противоположного знака в любом направлении. Иначе говоря, ионная связь в отличие от ковалентной характеризуется *ненаправленностью*.

Понятно, что взаимодействие друг с другом двух ионов противоположного знака не может привести к полной взаимной компенсации их силовых полей (рис. 56). В силу этого у них сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака и по другим направлениям. Следовательно, в отличие от ковалентной ионная связь характеризуется также *ненасыщаемостью*.

Структура ионных соединений. Вследствие ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи энергетически наиболее выгодно, когда каждый ион окружен м а к с и м а л ь н ы м числом ионов противоположного знака. Однако из-за отталкивания одноименных ионов друг от друга устойчивость системы достигается лишь при определенной взаимной координации ионов.

В отличие от ковалентных соединений координационное число в «чисто» ионных соединениях не зависит от специфики электронной структуры элементов, а определяется соотношением размеров ионов. Так, при соотношении ионных радиусов в пределах 0,41 — 0,73

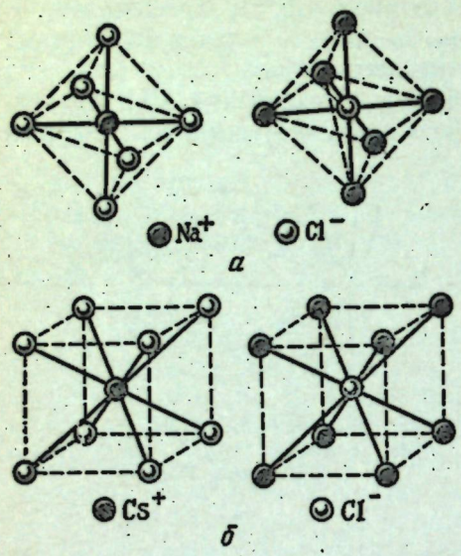


Рис. 57. Взаимная координация ионов в кристаллах NaCl (*а*) и CsCl (*б*)

имеет место октаэдрическая координация ионов, при соотношении 0,73 — 1,37 — кубическая координация и т. д. Например, при взаимодействии ионов Na^+ (r_{Na^+} = = 0,098 нм, и Cl^-(r_{Cl^-} = 0,181 нм), соотношение значений радиусов которых равно 0,54, возникает октаэдрическая координация (рис. 57). Соотношение ионных радиусов Cs^+ (r_{Cs^+} = 0,165 нм) и Cl^- (r_{Cl^-} = 0,181 нм) равно 0,91, что соответствует кубической координации (рис. 57). Подобная взаимная координация ионов достигается в соответствующих кристаллических решетках: простой кубической хлорида натрия и объемноцентрированной кубической хлорида цезия (рис. 58).

Таким образом, в обычных условиях ионные соединения представляют собой кристаллические вещества. Поэтому для ионных соединений понятие простых двухионных молекул типа NaCl и CsCl теряет смысл, а весь кристалл можно рассматривать как гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа ионов: Na_nCl_n и Cs_nCl_n.

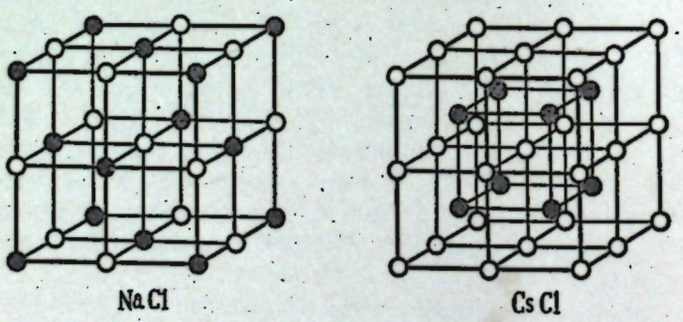


Рис. 58. Структура кристаллов NaCl и CsCl

§ 2. Металлическая связь

Существенные сведения о природе химической связи в металлах можно получить на основании их двух характерных особенностей по сравнению с ковалентными и ионными соединениями. Металлы,

во-первых, отличаются от других веществ высокой электрической проводимостью и теплопроводностью, во-вторых, в обычных условиях являются кристаллическими веществами (за исключением ртути) с высокими координационными числами атомов (см., например, рис. 59).

Из первого характерного свойства металлов следует, что по крайней мере часть электронов может передвигаться по всему объему куска металла. С другой стороны, из кристаллической структуры металлов следует, что их атомы не связаны друг с другом локализованными двухэлектронными связями, ибо числа валентных электронов атома недостаточно для образования подобных связей со всеми его соседями.

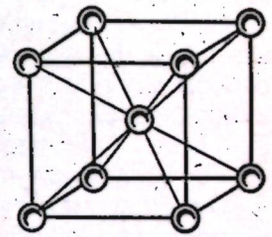


Рис. 59. Расположение атомов в кристалле лития

Например, литий кристаллизуется в кубической объемноцентрированной решетке, и каждый его атом имеет в кристалле по восемь ближайших соседей (рис. 59).

Для образования двухэлектронных связей в подобной структуре атом лития должен был бы предоставить восемь электронов, что, конечно, невозможно, так как он имеет лишь один валентный электрон.

Природу химической связи и характерные особенности металлов можно объяснить на примере лития следующим образом. В кристалле лития орбитали соседних атомов перекрываются. Каждый атом предоставляет на связь четыре валентные орбитали и всего лишь один валентный электрон. Значит, в кристалле металла число электронов значительно меньше числа орбиталей. Поэтому электроны могут переходить из одной орбитали в другую. Тем самым электроны принимают участие в образовании связи между всеми атомами кристалла металла. К тому же атомы металлов характеризуются невысокой энергией ионизации — валентные электроны слабо удерживаются в атоме, т. е. легко перемещаются по всему кристаллу. Возможность перемещения электронов по кристаллу определяет также электрическую проводимость металла.

Таким образом, в отличие от ковалентных и ионных соединений в металлах небольшое число электронов одновременно связывает большое число атомных ядер, а сами электроны могут перемещаться в металле. Иначе говоря, в металлах имеет место сильно нелокализованная химическая связь. Согласно одной из теорий металл можно рассматривать как плотно упакованную структуру из катионов, связанных друг с другом коллективизированными электронами (электронным газом).

Вследствие нелокализованности металлической связи для ее описания лучше всего подходит теория молекулярных орбиталей (см. далее с. 114).

§ 3. Межмолекулярное взаимодействие

Между молекулами может осуществляться как электростатическое, так и донорно-акцепторное взаимодействие.

Электростатическое взаимодействие молекул. Это взаимодействие молекул подразделяют на ориентационное, индукционное и дисперсионное. Наиболее универсально (т. е. проявляется в любых случаях) д и с п е р с и о н н о е, так как оно обусловлено взаимодействием молекул друг с другом за счет их мгновенных микродиполей. При сближении молекул ориентация микродиполей перестает быть независимой и их появление и исчезновение в разных молекулах происходит в такт друг другу. Синхронное появление и исчезновение микродиполей разных молекул сопровождается их притяжением. При отсутствии синхронности в появлении и исчезновении микродиполей происходит отталкивание.

О р и е н т а ц и о н н о е (диполь-дипольное) взаимодействие проявляется между полярными молекулами. В результате беспорядочного теплового движения молекул при их сближении друг с другом одноименно заряженные концы диполей взаимно отталкиваются, а противоположно заряженные притягиваются. Чем более полярны молекулы, тем сильнее они притягиваются и тем самым больше ориентационное взаимодействие.

И н д у к ц и о н н о е взаимодействие молекул осуществляется за счет их индуцированных диполей. Допустим, что встречаются полярная и неполярная молекулы. Под действием полярной молекулы неполярная молекула деформируется и в ней возникает (индуцируется) диполь. Индуцированный диполь притягивается к постоянному диполю полярной молекулы. Индуцированный диполь в свою очередь усиливает электрический момент диполя полярной молекулы.

Индукционное взаимодействие тем больше, чем больше электрический момент диполя и поляризуемость молекулы.

Относительный вклад каждого из рассмотренных видов межмолекулярных сил зависит в основном от двух свойств взаимодействующих молекул: полярности и поляризуемости (деформируемости). Чем выше полярность, тем значительнее роль ориентационных сил; чем больше деформируемость, тем значительнее роль сил дисперсионных. Индукционные силы зависят от обоих факторов, но сами обычно играют второстепенную роль.

Силы межмолекулярного взаимодействия, возникающие без передачи атомами электронов, носят название *ван-дер-ваальсовых* сил.

Изучение электростатического межмолекулярного взаимодействия имеет большое значение для исследования свойств и структуры газов, жидкостей и твердых веществ. Ван-дер-ваальсовы силы обусловливают притяжение молекул и агрегацию вещества, превращение газообразного вещества в жидкое и далее в твердое состояние. Так, при охлаждении газообразного хлора, например, образуются

кристаллы, составленные из молекул Cl_2, между которыми действуют дисперсионные силы.

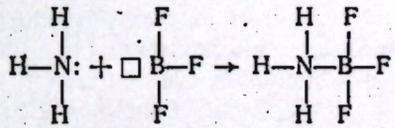
По сравнению с ковалентной связью ван-дер-ваальсово взаимодействие очень слабое. Так, если энергия, необходимая для диссоциации молекулы Cl_2 на атомы, составляет 243 кДж/моль, то энергия сублимации (возгонки) кристаллов Cl_2 составляет 25 кДж/моль.

Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Если одна из молекул имеет электронные пары, а другая — свободные орбитали, то между ними возможно донорно-акцепторное взаимодействие. Это взаимодействие проявляется в первичных актах многих химических реакций, лежит в основе каталитических процессов, обусловливает сольватацию молекул и ионов, в растворах, может приводить к образованию множества новых соединений.

За счет донорно-акцепторного взаимодействия, например, молекул BF_3 и H_3N образуется соединение (межмолекулярный комплекс) состава $BF_3 \cdot NH_3$:

$$H_3N + BF_3 \rightarrow H_3N \cdot BF_3$$

При этом положительно поляризованный атом бора в BF_3, имеющий свободную орбиталь, выступает в качестве а к ц е п т о р а. Отрицательно поляризованный атом азота в H_3N, имеющий несвязывающую пару электронов, выступает в качестве д о н о р а:



Энергия межмолекулярного донорно-акцепторного взаимодействия колеблется в широком интервале значений: от 6 ÷ 12 кДж/моль, что близко к энергии ван-дер-ваальсова взаимодействия, до 200 ÷ ÷ 250 кДж/моль — величины, сопоставимой с энергией обычных межатомных ковалентных связей.

В качестве примеров межмолекулярных комплексов приведем соединения иода со спиртом $I_2 \cdot CH_3OH$, аммиаком $I_2 \cdot NH_3$, бензолом $I_2 \cdot C_6H_6$, эфиром $I_2 \cdot O(CH_3)_2$. При образовании этих соединений молекула иода выступает в качестве акцептора электронной пары за счет свободных $\pi^{разр}$-МО. Энергия диссоциации указанных комплексов иода на молекулы составляет всего 8—20 кДж/моль, т. е. энергия донорно-акцепторной связи сопоставима с энергией ван-дер-ваальсова взаимодействия. Значительно прочнее донорно-акцепторная связь в комплексе $AlCl_3 \cdot NH_3$ — энергия диссоциации этого соединения на молекулы составляет 230 кДж/моль.

Донорно-акцепторное взаимодействие между молекулами часто обусловливает переход вещества из газового в жидкое и твердое агрегатное состояния. Например, в газовом состоянии дифторид бериллия находится в виде линейных молекул BeF_2. За счет свободных орбиталей атома бериллия и несвязывающих (неподеленных)

электронных пар атомов фтора между молекулами BeF_2 возможно донорно-акцепторное взаимодействие. Эта возможность реализуется при понижении температуры: молекулы BeF_2 ассоциируются с образованием полимерной молекулы Be_nF_{2n} — кристалла BeF_2 (рис. 60), в котором атом Be имеет 4 ковалентные связи.

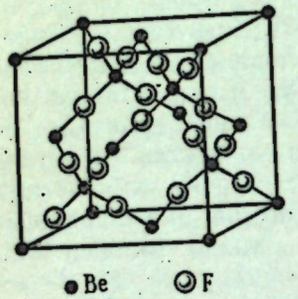


Рис. 60. Структура полимерной молекулы (кристалла) BeF_2

§ 4. Водородная связь

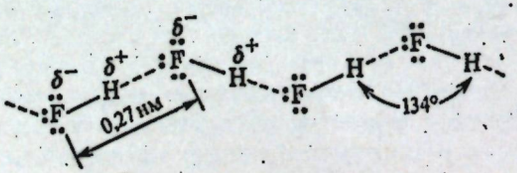
Многочисленные экспериментальные данные свидетельствуют о том, что атом водорода способен соединяться одновременно с двумя другими атомами (входящими в состав разных молекул или одной и той же молекулы):

$$RA\text{—}H^{\delta+} \cdots :B^{\delta-}R_1$$

С одним из атомов (А) водород обычно связан значительно сильнее (за счет ковалентной связи), чем с другим (В). Последняя связь получила название *водородной*. Ее обычно изображают точками или пунктиром.

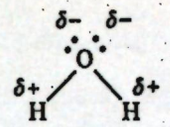
Водородная связь по прочности превосходит ван-дер-ваальсово взаимодействие, и ее энергия составляет 8—40 кДж/моль. Однако она на порядок слабее ковалентной связи. Водородная связь характерна для соединений наиболее электроотрицательных элементов: фтора (25—40 кДж/моль), кислорода (13—29 кДж/моль), азота (8—21 кДж/моль) — и в меньшей степени хлора и серы.

Образование водородной связи обязано ничтожно малому размеру положительно поляризованного атома водорода и его способности глубоко внедряться в электронную оболочку соседнего (ковалентно с ним не связанного) отрицательно поляризованного атома. Вследствие этого при возникновении водородной связи наряду с электростатическим взаимодействием проявляется и донорно-акцепторное взаимодействие. Водородная связь весьма распространена и играет важную роль при ассоциации молекул, в процессах кристаллизации, растворения, образования кристаллогидратов, электролитической диссоциации и других важных физико-химических процессах. Например, в твердом, жидком и даже в газообразном состоянии молекулы фторида водорода HF ассоциированы в зигзагообразные цепочки вида



что обусловлено водородной связью.

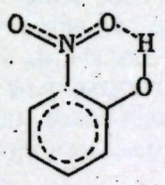
Молекула воды может образовывать четыре водородные связи:



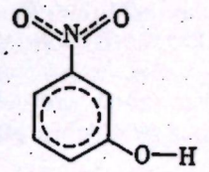
Это обусловливает строение воды и льда (с. 103).

Водородная связь может приводить к образованию новых химических соединений. Так, при охлаждении водного раствора аммиака можно выделить кристаллы соединения состава $H_3N \cdot H_2O$ (гидрат аммиака). Здесь молекулы воды и аммиака объединены за счет водородных связей (с. 394).

Кроме межмолекулярной различают внутримолекулярную водородную связь. Последняя проявляется, например, в ортонитрофеноле:



ортонитрофенол



метанитрофенол

Следствием такого расположения водородной связи является меньшая температура плавления *орто*-формы (45° С) по сравнению с температурой плавления метанитрофенола (97° С), молекулы которого ассоциированы за счет межмолекулярной водородной связи ($\cdots O_2N\text{—}C_6H_4\text{—}OH \cdots O_2N\text{—}C_6H_4\text{—}OH \cdots$).

Кроме межмолекулярной и внутримолекулярной проявляется также межатомная водородная связь, например, в ионе $[HF_2]^-$: $[F \cdots H \cdots F]^-$.

В этом случае водородная связь оказывается наиболее прочной (80—150 кДж/моль).

Водородная связь играет большую роль в химии органических соединений, полимеров, белков. Вследствие их незначительной прочности водородные связи легко возникают и легко разрываются при обычной температуре, что весьма существенно для биологических процессов. Предполагают, что водородная связь играет большую роль в механизме наследственности: действие памяти связывают с хранением информации в молекулярных конфигурациях с водородными связями.

Глава 5
КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

§ 1. Комплексообразование

Как мы видели, силы притяжения существуют не только между атомами, но и между молекулами. Это подтверждается тем, что взаимодействие молекул часто приводит к образованию других, более сложных молекул. Кроме того, газообразные вещества при соответствующих условиях переходят в жидкое и твердое агрегатное состояние. Любое вещество в какой-то мере растворимо в другом веществе, что опять-таки свидетельствует о взаимодействии. Во всех этих случаях обычно наблюдается взаимная координация взаимодействующих частиц, которую можно определить как *комплексообразование*. Оно имеет место, например, при взаимодействии молекул с ионами, противоположно заряженных ионов и молекул друг с другом и т. п. Так, образующиеся при растворении солей в воде ионы гидратированы, т. е. вокруг них координированы молекулы растворителя. Взаимная координация молекул наблюдается при переходе вещества из газового в жидкое и твердое состояния и пр.

Причиной комплексообразования может быть как электростатическое, так и донорно-акцепторное взаимодействие, осуществляемое между ионами, между ионами и молекулами, между молекулами.

§ 2. Комплексные соединения

Основополагающие представления о комплексных соединениях ввел в науку швейцарский ученый Альфред Вернер (1898). В развитии химии комплексных соединений большую роль сыграли труды Л. А. Чугаева и его многочисленных учеников — И. И. Черняева, А. А. Гринберга, В. В. Лебединского и др. По Вернеру, в большинстве комплексных соединений различают *внутреннюю* и *внешнюю* сферы. Например, в комплексных соединениях $K_2[BeF_4]$, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ внутреннюю сферу составляют группировки атомов (комплексы) $[BeF_4]^{2-}$ и $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, а внешнюю сферу — соответственно ионы K^+ и Cl^-. Центральный атом (ион) внутренней сферы называется *комплексообразователем*, а координированные вокруг него молекулы (ионы) — *лигандами*. В формулах комплексных соединений внутреннюю сферу (комплекс) часто заключают в квадратные скобки.

Общепризнанного определения понятия «комплексное соединение» нет. Это обусловлено разнообразием комплексных соединений и их характерных свойств. В лабораторной практике химики чаще всего имеют дело с соединениями в твердом и растворенном состоянии. Для этих условий можно дать следующее определение комплексных соединений: *комплексными называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексы, способные к самостоятельному существованию в растворе*. Следует подчеркнуть, что такое определение, конечно, далеко не исчерпывает существа проблемы и применимо лишь в известных пределах.

Классификация комплексов. По характеру электрического заряда различают катионные, анионные и нейтральные комплексы. В приближении ионной модели заряд комплекса представляет собой алгебраическую сумму зарядов образующих его частиц.

К а т и о н н ы й комплекс можно рассматривать как образованный в результате координации вокруг положительного иона нейтральных молекул (H_2O, H_3N и др.). Молекулы H_2O и H_3N в номенклатуре комплексных соединений называют -акво- и -аммин- соответственно:

$[Al(OH_2)_6]Cl_3$ — трихлорид гексааквоалюминия, или хлорид гексааквоалюминия (III)
$[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ — дихлорид тетраамминцинка, или хлорид тетраамминцинка (II)

Соединения, содержащие *аммин*-комплексы, называются *аммиакатами*, а содержащие *акво*-комплексы — *гидратами*.

В а н и о н н о м комплексе в роли комплексообразователя выступает атом с положительной степенью окисления (положительный ион), а лигандами являются атомы с отрицательной степенью окисления (анионы). Отрицательный заряд комплекса отражают добавлением к латинскому названию комплексообразователя суффикса -ат, например:

$K_2[BeF_4]$ — тетрафтороберриллат (II) калия
$K[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат (III) калия
Na_2SO_4 — тетраоксосульфат (VI) натрия
$K_2[Be(SO_4)_2]$ — дисульфатобериллат (II) калия

Нейтральные комплексы образуются при координации вокруг атома молекул, а также при одновременной координации вокруг положительного иона-комплексообразователя отрицательных ионов и молекул. Например:

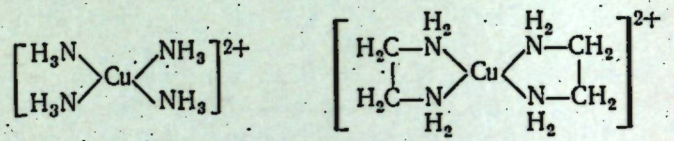
$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ — дихлородиамминплатина (II)
$[Ni(CO)_4]$ — тетракарбонил никеля
$[Cr(C_6H_6)_2]$ — дибензолхром

Электронейтральные комплексы, следовательно, являются комплексными соединениями без внешней сферы.

Роль комплексообразователя может играть любой элемент периодической системы. В соответствии со своей химической природой неметаллические элементы обычно дают анионные комплексы, в которых роль лигандов играют атомы наиболее электроотрицательных элементов, например $K[PF_6]$, $K_3[PO_4]$, $K_3[PS_4]$. Что же касается типичных металлических элементов (щелочных и щелочноземельных металлов), то способность к образованию комплексных соединений с неорганическими лигандами у них выражена слабо. Имеющиеся

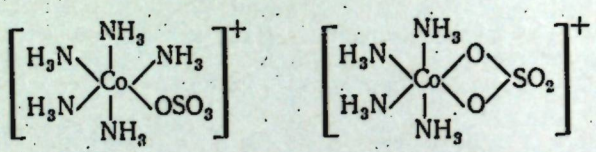
немногочисленные комплексные ионы являются катионными, например $[Sr(OH_2)_6]Cl_2$, $[Ca(NH_3)_8]Cl_2$. Амфотерные элементы, которые занимают промежуточное положение между типичными металлическими и неметаллическими элементами, образуют как катионные, так и анионные комплексы, например $[Al(OH_2)_6]Cl_3$ и $K[Al(OH)_4]$.

Классификация лигандов. Лиганды могут занимать в координационной сфере одно или несколько мест, т. е. соединяться с центральным атомом посредством одного или нескольких атомов. По этому признаку различают монодентантные, бидентантные, тридентантные ... , полидентантные лиганды*. Примерами монодентантных лигандов являются ионы Cl^-, F^-, OH^-, молекулы H_3N, H_2O, CO и др. К бидентантным относится, например, молекула этилендиамина $H_2N—CH_2—CH_2—NH_2$ (сокращенное обозначение *en*). Комплексы с полидентантными лигандами называются хелатными**. Ниже приведены нехелатный и хелатный комплексы меди (II):



$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ $[Cu(en)_2]^{2+}$

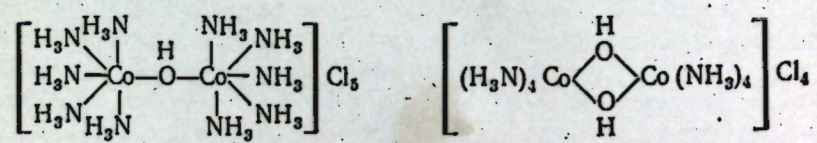
В качестве бидентантных лигандов часто выступают также ионы CO_3^{2-}, SO_4^{2-} и им подобные:



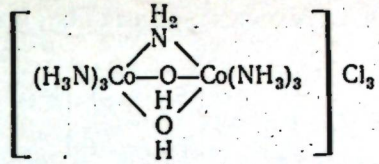
В левом комплексе ион SO_4^{2-} выступает как монодентантный лиганд, в правом комплексе — как бидентантный.

Многие лиганды могут выступать также в качестве мостиковых атомов (групп атомов) в многоядерных (полимерных) комплексах. В зависимости от формы одноядерных комплексов их объединение друг с другом может осуществляться разными способами. Например, центральные атомы октаэдрических комплексов (рис. 61) могут быть соединены посредством одного, двух или трех мостиковых атомов (групп атомов).

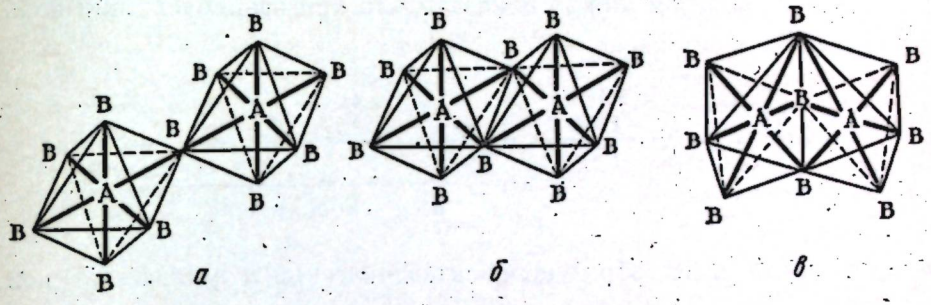
Рассмотренные случаи объединения октаэдров друг с другом проявляются, например, в следующих комплексных соединениях кобальта (III):



* От лат. dentalus — имеющий зубы.
** Или клешневидными, от греч. chelate — клешня.



Комплексные соединения широко распространены в природе, играют важную роль в биологических процессах. Достаточно упомянуть



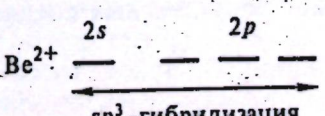
а *б* *в*

Рис. 61. Строение двухъядерных комплексов:
октаэдры объединены посредством одного (*а*), двух (*б*), трех (*в*) мостиковых атомов

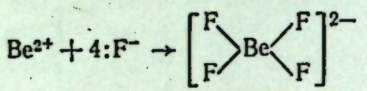
хелатные комплексы — *гемоглобин* крови (комплексообразователь Fe^{2+}) и *хлорофилл* зеленых растений (комплексообразователь Mg^{2+}). Комплексные соединения находят самое разнообразное практическое применение. Так, образование хелатных комплексов используется при умягчении жесткой воды и растворении камней в почках; важнейшую роль играют комплексные соединения в аналитической практике, производстве металлов и т. д.

§ 3. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей

Для объяснения образования и свойств комплексных соединений в настоящее время применяют ряд теорий, в том числе теорию валентных связей. Основные положения этой теории применительно к описанию комплексов уже были рассмотрены выше (с. 65). Образование комплексов теория валентных связей относит за счет донорно-акцепторного взаимодействия комплексообразователя и лигандов. Так, образование тетраэдрического иона $[BeF_4]^{2-}$ можно объяснить следующим образом. Ион Be^{2+}, имеющий свободные 2*s*- и 2*p*-орбитали



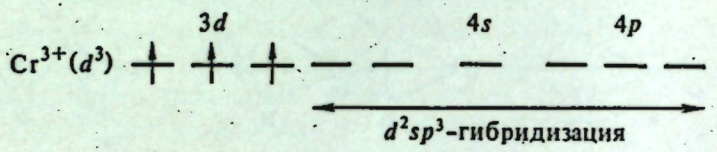
является акцептором четырех электронных пар, предоставляемых фторид-ионами:



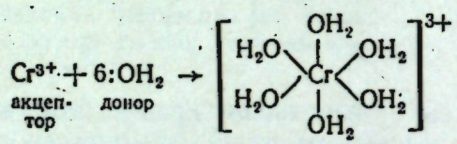
акцептор донор тетрафтороберриллат (II)-ион

Тетраэдрическое строение комплексного иона $[BeF_4]^{2-}$ обусловлено sp^3-гибридизацией валентных орбиталей бериллия.

Таким же образом можно показать, что при взаимодействии иона Cr^{3+}

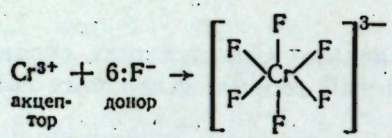


с молекулами воды образуется октаэдрический комплексный ион $[Cr(OH_2)_6]^{3+}$:

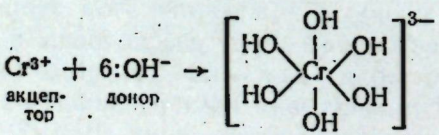


акцептор донор гексааквохром (III)-ион

Октаэдрическое строение этого иона (см. рис. 49, *д*) определяется d^2sp^3-гибридизацией орбиталей хрома. Октаэдрические комплексы образуются также при взаимодействии иона Cr^{3+} с фторид- и гидроксид-ионами:



акцептор донор гексафторохромат (III)-ион



акцептор донор гексагидроксохромат (III)-ион

Более подробно химия комплексных соединений рассматривается в ч. II, разделе III.

Раздел III
АГРЕГАТНОЕ СОСТОЯНИЕ. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Природа говорит языком математики. Буквы этого языка — круги, треугольники и иные математические фигуры.

Галилео Галилей

В предшествующих разделах рассматривались относительно простые формы организации вещества: атомы, ионы и молекулы. Но в обычных условиях атомы, ионы и молекулы не существуют индивидуально. Они всегда составляют только части более высокой организации вещества, практически участвующего в химических превращениях, — так называемого *агрегатного состояния*.

В зависимости от внешних условий вещества могут находиться в разных агрегатных состояниях — в газовом, жидком, твердом. Природа сил притяжения частиц, образующих вещество, во всех состояниях электрическая, т. е. прямо или косвенно связана с участием электронов. Переход из одного агрегатного состояния в другое не сопровождается изменением стехиометрического состава вещества, но обязательно связан с большим или меньшим изменением его структуры. В этом смысле переход из одного состояния в другое относится к явлениям химическим. Конечно, здесь, как и всегда, нужно помнить об относительности и условности разграничения, в том числе и разграничения понятий физическое и химическое явление.

Глава 1
ТВЕРДОЕ СОСТОЯНИЕ

§ 1. Кристаллы

По степени распространенности среди твердых тел основным является *кристаллическое* состояние, характеризующееся строго определенной ориентацией частиц (атомов, ионов, молекул) друг относительно друга. Это определяет и внешнюю форму вещества в виде кристалла. В идеальных случаях кристалл ограничен плоскими гранями, сходящимися в точечных вершинах и прямолинейных ребрах. Одиночные кристаллы — монокристаллы — встречаются в природе, а также их получают искусственно. Однако чаще всего кристаллические тела представляют собой поликристаллические образования — сростки большого числа по-разному ориентированных мелких кристаллов неправильной внешней формы.

Форму кристаллов изучает *кристаллография*. Для описания формы кристаллов пользуются системой трех кристаллографических осей (рис. 62). В отличие от обычных координатных осей эти оси представляют собой конечные отрезки a, b и c, а углы между ними могут быть прямыми и косыми. В соответствии с геометрической формой кристаллов возможны следующие системы их (рис. 63): *кубическая*, *тетрагональная*, *орторомбическая*, *гексагональная*, *моноклинная*, *триклинная* и *ромбоэдрическая*. Как видно на рис. 63, системы кристаллов различаются характером взаимного расположения кристаллографических осей (α, β, γ) и их длиной (a, b, c).

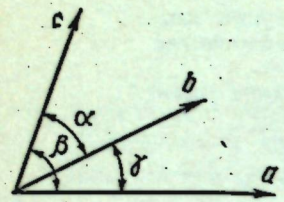


Рис. 62. Система кристаллографических осей

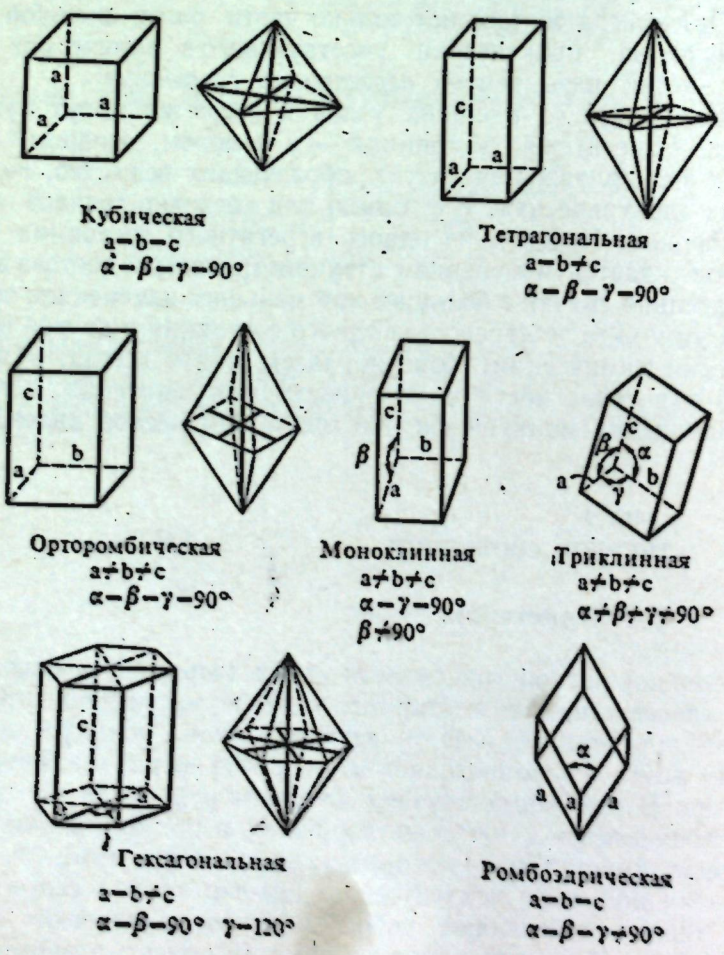


Рис. 63. Основные системы кристаллов

Симметрия внешней формы отражает симметрию внутренней структуры кристалла, т. е. правильную периодическую повторяемость расположения частиц в узлах пространственной решетки того или иного вида. Характерной особенностью кристаллических тел, вытекающей из их строения, является *анизотропия*. Она проявляется в том, что механические, электрические и другие свойства кристаллов зависят от направления в кристалле.

Частицы в кристаллах совершают тепловые колебания около положения равновесия (узла кристаллической решетки). Если температура далека от точки плавления, то частицы в кристалле, как правило, поступательно не движутся.

§ 2. Типы химической связи в кристаллах

В соответствии с природой составляющих частиц кристаллические решетки могут быть *ионными*, *атомными* (ковалентными или металлическими) и *молекулярными*.

Ионная решетка состоит из ионов противоположного знака, чередующихся в узлах. Ионы могут быть простыми (кристалл NaCl) и сложными (кристалл NH_4NO_3). Вследствие ненасыщаемости и ненаправленности ионной связи строение ионных кристаллов определяется соотношением размеров ионов (см. рис. 57).

В атомных решетках атомы связаны за счет ковалентной или металлической связи. Примерами веществ с атомно-ковалентной решеткой являются алмаз, диоксид кремния SiO_2. Строение ковалентных кристаллов можно объяснить представлением о направленности химической связи. Так, в кристалле алмаза, например, каждый из атомов посредством электронов sp^3-гибридных орбиталей связан с четырьмя соседними атомами углерода (рис. 64).

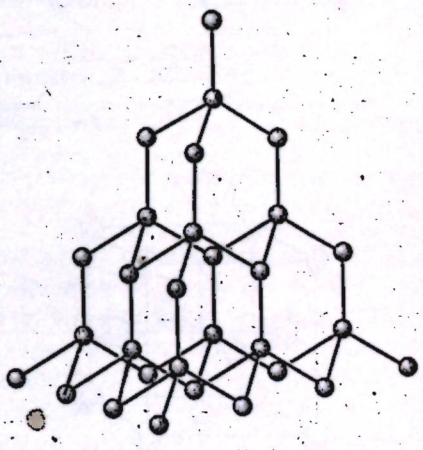


Рис. 64. Кристаллическая решетка алмаза

Атомно-металлические кристаллы вследствие нелокализованности металлической связи характеризуются высокими координационными числами. Для них наиболее характерны три типа кристаллических решеток (рис. 65): *кубическая гранецентрированная* (к. ч. 12), *гексагональная* (к. ч. 12) и *кубическая объемноцентрированная* (к. ч. 8). Кубическую гранецентрированную решетку имеет, например, медь, кубическую объемноцентрированную — железо, гексагональную — магний.

Узлы молекулярной кристаллической решетки образованы молекулами. Молекулярную решетку имеют, например, кристаллы водорода, кислорода, азота, благородных газов, диоксида углерода, органических веществ. Структуру кристаллов веществ с не-

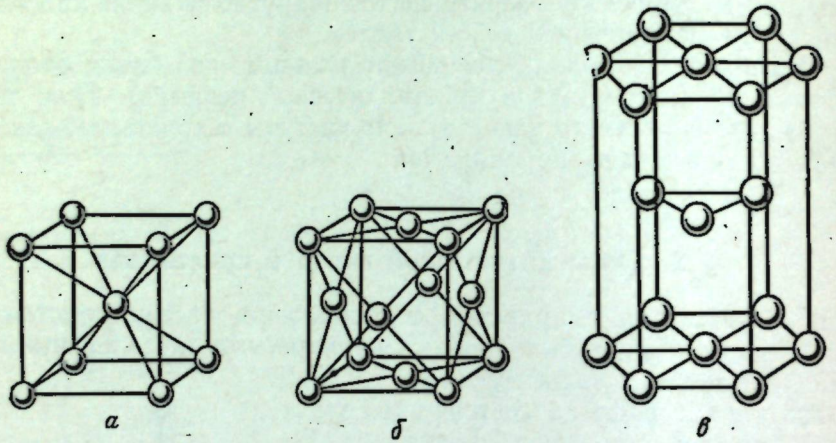


Рис. 65. Кристаллические решетки металлов:
а — кубическая объемноцентрированная; *б* — кубическая гранецентрированная; *в* — гексагональная плотноупакованная

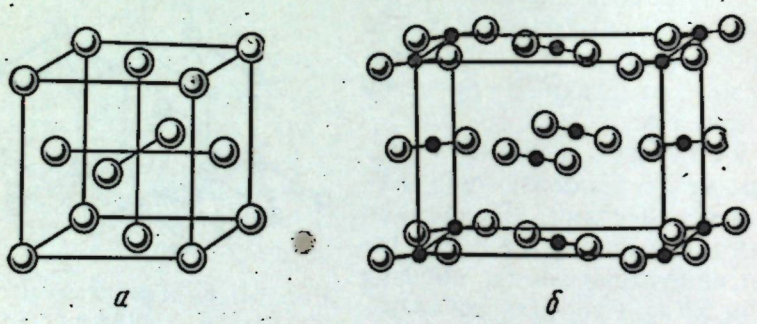
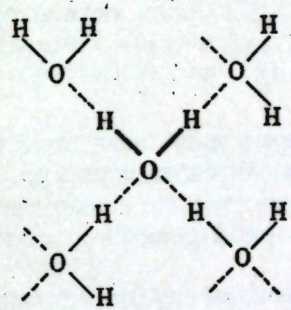


Рис. 66. Кристаллическая решетка:
а — аргона; *б* — иода

полярными молекулами обусловливает дисперсионное взаимодействие. Поскольку дисперсионные силы ненаправленны и ненасыщаемы, кристаллы с неполярными молекулами характеризуются высокими координационными числами (рис. 66). Так, кристаллы водорода и гелия имеют гексагональную плотную упаковку молекул (к. ч. 12), твердый аргон и иод — кубическую гранецентрированную кристаллическую решетку (к. ч. 12).

Для соединений, содержащих атомные группировки F—H, O—H, N—H, структуру кристаллов, в основном определяет водородная

связь. Так, молекула воды, имеющая две полярные связи O—H и две направленные несвязывающие электронные пары, может образовывать четыре водородные связи. Поэтому в кристалле льда (рис. 67) каждая молекула воды тетраэдрически соединена водородными связями с четырьмя ближайшими к ней молекулами, что в плоскостном изображении можно представить схемой



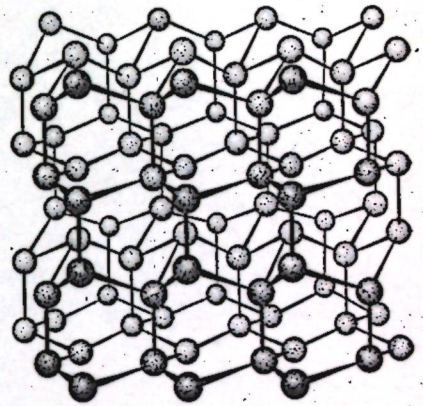


Рис. 67. Структура льда

Вследствие тетраэдрического расположения водородных связей кристалл льда имеет алмазоподобную структуру (см. рис. 194). Поскольку водородная связь длиннее ковалентной, структура льда довольно рыхлая и имеет много свободных полостей. Этим объясняется необычно малая плотность льда и способность образовывать так называемые *клатратные* соединения (см. рис. 136).

Различия в типе химической связи кристаллов определяют существенное отличие физических и химических свойств веществ с ионной, атомно-ковалентной, атомно-металлической и молекулярной решеткой. Так, вещества с атомно-ковалентной решеткой характеризуются высокой твердостью, а с атомно-металлической решеткой — пластичностью. Вещества с ионной и в особенности с атомно-ковалентной решеткой обладают высокой температурой плавления; они нелетучи. Поскольку межмолекулярные силы слабы, вещества с молекулярной решеткой (с одно- и трехатомными молекулами — He, H_2, O_2, O_3, CO_2 и др.), напротив, легкоплавки, летучи; твердость их невелика.

§ 3. Основные структурные типы неорганических веществ

По характеру межатомных (межионных) расстояний в кристаллах различают *островные*, *цепные*, *слоистые* и *координационные* структуры.

Островные, цепные и слоистые структуры. В островных, цепных и слоистых решетках можно выделить группы атомов, которые образуют соответственно изолированные островки, бесконечные цепи и слои (сетки). Роль островков, цепей и слоев могут играть молекулы

или комплексные ионы, которые объединяются в кристаллическую решетку за счет соответственно межмолекулярной или ионной связи.

К о с т р о в н ы м относятся молекулярные решетки (см. рис. 66 и 67), а также ионные решетки, составленные из сложных ионов (рис. 68). Последние играют роль самостоятельных структурных единиц и занимают соответствующие узлы кристаллической решетки. Так, в кристаллах $K_2[SiF_6]$ и $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ роль островков играют октаэдрические комплексные ионы SiF_6^{2-} и $Ni(NH_3)_6^{2+}$ (рис. 68).

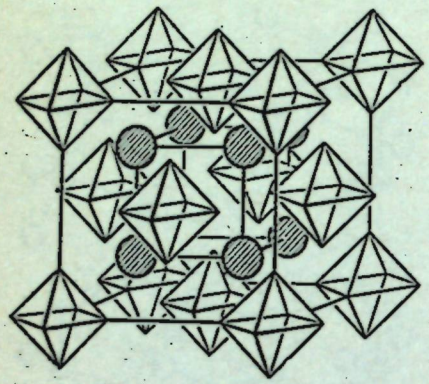
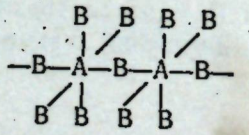


Рис. 68. Структура соединений типа $M_2^{+1}[ЭHal_6]$ или $[M(NH_3)_6]X_2$:
октаэдры — комплексы SiF_6^{2-}, $TiCl_6^{2-}$, $SnCl_6^{2-}$, $Ni(NH_3)_6^{2+}$; кружки — ионы NH_4^+, K^+, Cl^-, Br^- и др.

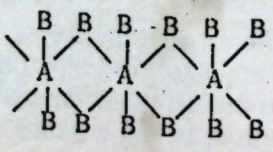
Ц е п н у ю молекулярную решетку имеют селен и теллур. Примером вещества со с л о и с т о й молекулярной решеткой является графит.

Рассмотрим некоторые типы цепей и сеток (слоев), из которых образованы химические соединения. Допустим, для атома А характерно координационное число 6 и при его сочетании с атомами В образуется октаэдрическая группировка AB_6. Если подобные октаэдрические структурные единицы друг с другом не связаны, то возникает островная структура. Если же октаэдрические структурные единицы объединяются друг с другом, то в зависимости от способа их объединения возможны следующие случаи:

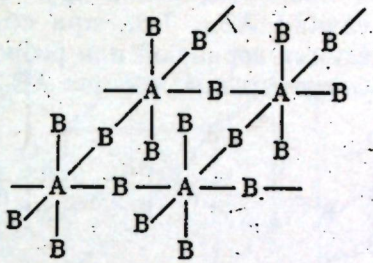
1. Октаэдрическая структурная единица AB_6 объединяется с соседней через о д н у вершину, образуя бесконечную ц е п ь стехиометрического состава AB_5:



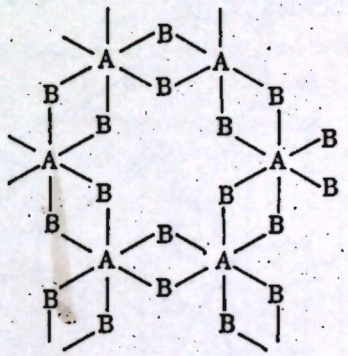
2. Соседние октаэдры AB_6 объединяются д в у м я вершинами (ребром), образуя бесконечную ц е п ь стехиометрического состава AB_4:



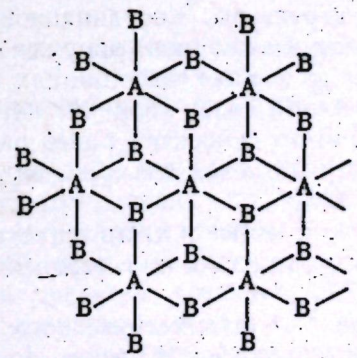
3. Октаэдрические структурные единицы AB_6 объединяются с ч е т ы р ь м я соседними через вершины в плоскую двухмерную с е т к у (слой) стехиометрического состава AB_4:



4. Октаэдрические структурные единицы AB_6 объединяются с т р е м я соседними ребрами, образуя с л о й стехиометрического состава AB_3:



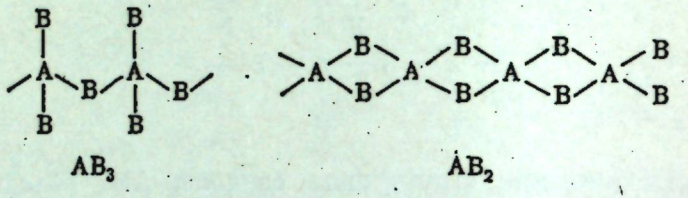
5. Октаэдры AB_6 объединяются с ш е с т ь ю соседними ребрами, образуя слой стехиометрического состава AB_2:



6. Октаэдрические структурные единицы AB_6 объединяются с ш е с т ь ю соседними за счет в с е х своих вершин (т. е. в трех изме-

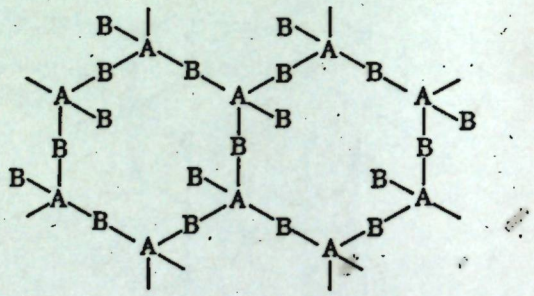
рениях); образуется координационная решетка состава AB_3 (см. рис. 71).

Аналогично можно показать образование цепей, слоев и координационных структур при объединении друг с другом тетраэдрических структурных единиц AB_4. Так, при объединении тетраэдров AB_4 с двумя соседними вершиной или ребром (двумя вершинами) образуются цепи соответственно состава AB_3 и AB_2:



AB_3 AB_2

Объединение тетраэдрических структурных единиц AB_4 за счет использования трех вершин приводит к слоистой структуре стехиометрического состава A_2B_5:



Если же тетраэдрические структурные единицы AB_4 на связь с соседними дают четыре вершины, то это приводит к координационной решетке стехиометрического состава AB_2 (рис. 70, *в*).

Координационные структуры. Координационными называются решетки, в которых каждый атом (ион) окружен определенным числом соседей, находящихся на равных расстояниях и удерживаемых одинаковым типом химической связи (ионной, ковалентной, металлической). К координационным относятся ранее рассмотренные решетки хлорида натрия и хлорида цезия (см. рис. 58), алмаза (см. рис. 64) и металлов (см. рис. 65).

Некоторые наиболее простые и часто встречающиеся структурные типы координационных кристаллов гетероцепных соединений приведены на рис. 69—72.

В кристаллах веществ стехиометрического состава AB координационные числа атомов (ионов) A и B равны. При этом наиболее часто встречаются следующие типы координации атомов (ионов): октаэдро-октаэдрическая координация — структурный тип NaCl (рис. 69, *а*), кубо-кубическая координация — структурный тип CsCl

(рис. 69, *б*), тетраэдро-тетраэдрическая координация — структурный тип ZnS (рис. 69, *в*).

Для веществ стехиометрического состава AB_2 координационные числа атомов (ионов) относятся как 2 : 1. Для этого случая наблю-

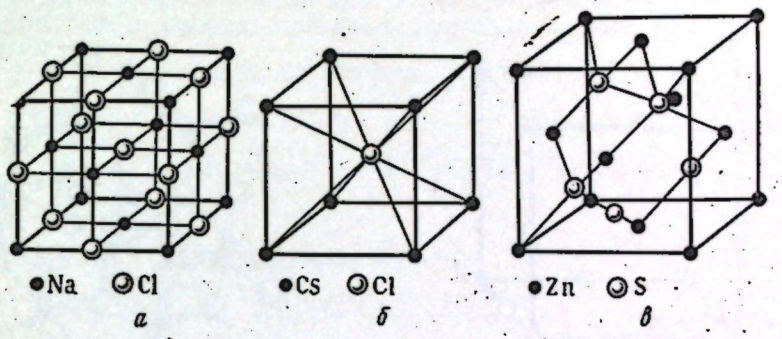


Рис. 69. Важнейшие типы координационных решеток кристаллов состава AB:

а — структурный тип NaCl; *б* — структурный тип CsCl; *в* — структурный тип сфалерита ZnS

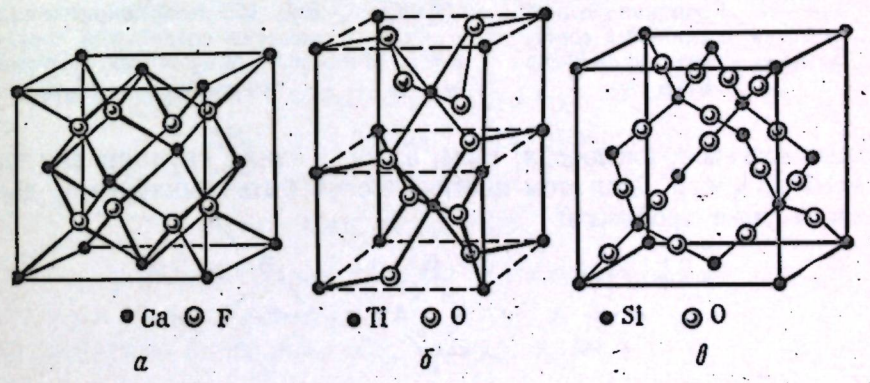


Рис. 70. Важнейшие координационные решетки кристалла состава AB_2:

а — структурные типы флюорита CaF_2; *б* — рутила TiO_2; *в* — кристобалита SiO_2

даются кубо-тетраэдрическая координация — структурный тип CaF_2 (рис. 70, *а*), октаэдро-треугольная координация — структурный тип TiO_2 (рис. 70, *б*), тетраэдро-линейная (угловая) координация — структурный тип SiO_2 (рис. 70, *в*).

Координационная решетка соединений состава AB_3 отвечает соотношению координационных чисел A и B как 3 : 1. Структура этих соединений чаще всего отвечает структурному типу ReO_3 (рис. 71).

В координационных кристаллах соединений состава A_2B_3 координационные числа атомов (ионов) относятся как 6 : 4, что отвечает

октаэдро-тетраэдрической координации. Строение подобных соединений относится к структурному типу α-Al_2O_3 (рис. 72).

Роль мостиков (общих вершин), объединяющих структурные единицы в димеры, цепи, слои, трехмерные каркасы, чаще всего играют

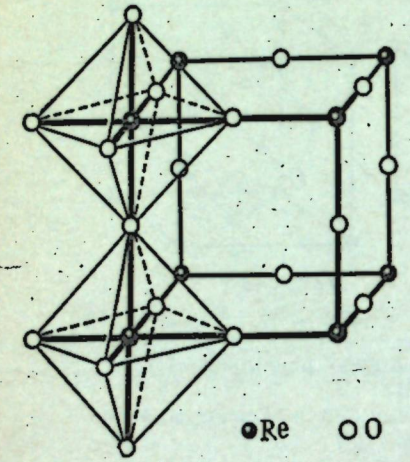


Рис. 71. Координационная решетка соединений состава AB_3 — структурный тип ReO_3

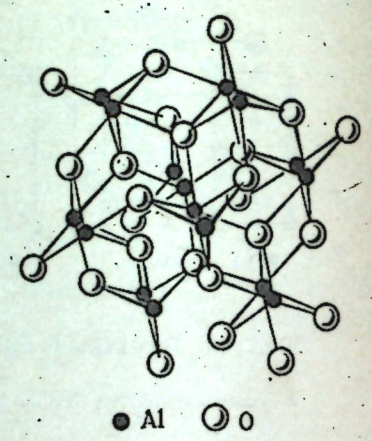
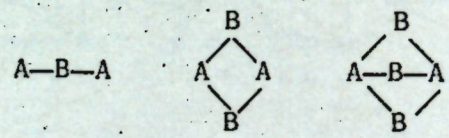


Рис. 72. Координационная решетка соединений состава A_2B_3 — структурный тип корунда α-Al_2O_3

атомы галогенов, кислорода, серы, азота, а также группировки типа OH, NH_2, O_2 и др. При этом мостики могут быть одинарными, двойными и реже тройными:



Атомы малых размеров (F, O, N) включаются обычно только в одиночные мостики, так как образование двойных мостиков привело бы к чрезмерному отталкиванию между атомами A.

Вследствие различия в природе мостиковых атомов однотипные соединения данного элемента существенно отличаются по структуре. Так, для Be (II) и Si (IV) характерны координационное число 4 и тетраэдрическая структурная единица. Однако в случае BeF_2 и SiO_2 тетраэдрические структурные единицы объединяются в координационный кристалл (рис. 70, *в*), а в случае $BeCl_2$ и SiS_2 — в цепь. Для Al (III) и Fe (III) характерно координационное число 6. Но кристаллы AlF_3 и FeF_3 имеют координационную решетку (рис. 71), а $AlCl_3$ и $FeCl_3$ — слоистую.

Отсюда понятно часто наблюдаемое существенное различие в свойствах фторидов и оксидов, с одной стороны, и однотипных им

хлоридов и сульфидов — с другой. Например, BeF_2 и SiO_2, AlF_3 и FeF_3 тугоплавки, в воде не растворяются, химически неактивны, тогда как температуры плавления у $BeCl_2$ и SiS_2, $AlCl_3$ и $FeCl_3$ значительно ниже, растворимость в воде и химическая активность выше.

Ниже приведены примеры соединений, имеющих островные, цепные, слоистые и координационные кристаллические решетки*.

Структурная единица — октаэдр AB_6

Островная решетка

состав молекулы (иона) AB_6: SF_6, $K_2[SiF_6]$, $\overset{+1}{M}_3[FeF_6]$, $Ba_2[XeO_6]$

Цепная решетка

состав цепи AB_5: SbF_5, $Na_2[AlF_5]$, $\overset{+1}{M}_2[FeF_5]$

AB_4: $CuCl_2 \cdot 2H_2O$**, $CdCl_2 \cdot 2NH_3$**

Слоистая решетка

состав слоя AB_4: SnF_4, $Na[AlF_4]$, $\overset{+1}{M}[FeF_4]$

AB_3: $FeCl_3$, $AlCl_3$, $Al(OH)_3$

AB_2: CdF_2, $MnCl_2$, $Cd(OH)_2$

Координационная решетка

состав соединения AB_3: ReO_3, AlF_3, WO_3, FeF_3

AB_2: TiO_2 (рутил), MnO_2, MnF_2, GeO_2

AB: NaCl, FeO, MnO

A_2B_3: Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3

Структурная единица — тетраэдр AB_4

Островная решетка

состав молекулы (иона) AB_4: CF_4, $K_2[SO_4]$, $K_2[BeF_4]$

Цепная решетка

состав цепи AB_3: $K[BeF_3]$, SO_3, $Na[PO_3]$

AB_2: SiS_2, $BeCl_2$

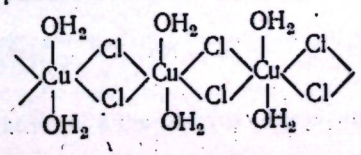
Слоистая решетка

состав слоя A_2B_5: P_2O_5, $Na_2[Si_2O_5]$

---

* Квадратными скобками выделены сложные ионы, играющие роль островков, цепей слоев.

** Роль мостиков играют атомы Cl, например:



Координационная решетка

состав соединения AB_2: SiO_2, BeF_2

AB: ZnS, BeO, AlAs

Структурная единица — квадрат AB_4

Островная решетка

состав молекулы (иона) AB_4: $K_2[PdCl_4]$

Цепная решетка

состав цепи AB_2: $PdCl_2$

Слоистая решетка

состав слоя AB_2: $Pd(CN)_2$

Координационная решетка

состав соединения AB*: PtO, PtS

Координационные решетки трехэлементных соединений. Структуру координационных соединений, образованных тремя-четырьмя элементами, можно представить по аналогии со структурой бинарных соединений. Так, производной структуры корунда (см. рис. 72) является структура минерала *ильменита* $FeTiO_3$. Кристалл последнего можно рассматривать как кристалл α-Al_2O_3, в котором вместо атомов Al поочередно расположены атомы Fe и Ti.

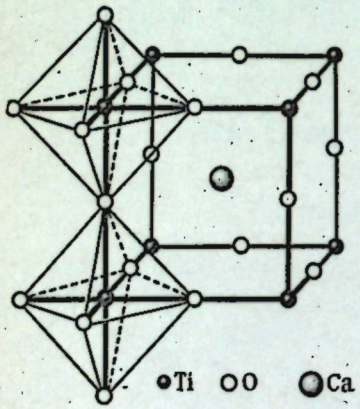


Рис. 73. Структура перовскита $CaTiO_3$

Атомы Fe в ильмените могут замещаться атомами Mg, Mn, Ni, Co и Cd, а атомы Ti — атомами V, Nb, Rh, Mn и др. Представителями структурного типа ильменита, таким образом, являются: $MgTiO_3$, $MnTiO_3$, $CoTiO_3$, $CdTiO_3$, $FeVO_3$, $LiNbO_3$, $FeRhO_3$, $CoMnO_3$ и др.

Структуру, родственную структурному типу ReO_3 (см. рис. 71) имеет минерал *перовскит* $CaTiO_3$; в нем атомы Ti занимают положение атомов Re, а атомы Ca располагаются в центрах кубических элементарных ячеек (рис. 73). Каждый атом Ti в $CaTiO_3$ окружен по вершинам октаэдра шестью атомами кислорода, а атом Ca — двенадцатью.

В идеальной или искаженной структуре перовскита кристаллизуются соединения типа ABX_3:

$^{+1+5}ABO_3$ (A = Na, K, Ag; B = Nb, Ta) — $NaNbO_3$, $AgTaO_3$

* Квадратно-тетраэдрическая координация атомов (см. рис. 240).

$^{+2+4}ABO_3$ (A = Ca, Sr, Ba; B = Ti, Zr, Ge, Sn) — $BaGeO_3$, $BaSnO_3$

$^{+3+3}ABO_3$ (A = La; B = Al, Ti, Cr, Mn) — $LaAlO_3$, $LaCrO_3$

$^{+1+2}ABF_3$ (A = K; B = Mg, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn) — $KMgF_3$, $KNiF_3$, $KZnF_3$

а также $^{+1+2}ABCl_3$ (A = Cs; B = Cd, Hg, Au, Ca), $^{+2+4}ABS_3$ (A = Sr, Ba; B = Ti) и др.

В качестве производной структурного типа ZnS можно рассматривать структуру минерала *халькопирита* $CuFeS_2$, в котором вместо атомов Zn поочередно располагаются атомы Cu и Fe (см. рис. 134).

Полиморфизм. В зависимости от внешних условий одно и то же вещество может иметь разные по симметрии и структуре кристаллы. Способность данного вещества существовать в виде двух или нескольких кристаллических структур называется *полиморфизмом**. Разные кристаллические структурные формы вещества называют *полиморфными модификациями*.

Явление полиморфизма очень распространено. Почти все вещества при известных условиях могут быть получены в разных модификациях. Общеизвестным примером полиморфизма являются три формы углерода: алмаз, графит и карбин. Графит имеет слоистую, карбин — цепную, а алмаз — координационную решетку. Одна из модификаций хлорида аммония, существующая при обычной температуре, кристаллизуется в структурном типе CsCl (к. ч. ионов 8), высокотемпературная модификация — в структурном типе NaCl (к. ч. ионов 6). Несколько модификаций имеют SiO_2 и Al_2O_3.

Полиморфные превращения могут сопровождаться и существенными изменениями типа химической связи. Так, в алмазе связи ковалентные, в графите внутри слоя — ковалентно-металлические, а между слоями — межмолекулярные.

В соответствии с различием в кристаллической структуре (в особенности в типах химической связи) полиморфные модификации различаются (иногда очень резко) по своим физическим свойствам — плотности, твердости и пластичности, электрической проводимости и пр. Так, графит черного цвета, непрозрачен, проводит электрический ток; алмаз — прозрачен, электрический ток практически не проводит. Графит — мягкое вещество, а алмаз — самое твердое из всех известных природных веществ; плотность графита 2,22 г/см^3, алмаза 3,51 г/см^3. Полиморфные модификации отличаются, иногда очень заметно, и по своей химической активности.

Полиморфные модификации обычно обозначают греческими буквами. Буквой α обозначают модификацию, устойчивую при комнат-

* Полиморфизм является наиболее частым проявлением *аллотропии* элементов. Понятие аллотропии шире, чем понятие полиморфизма, так как относится к простым веществам независимо от их агрегатного (а не только твердого) состояния (например, кислород — озон).

ной или при более низких температурах, β — модификацию, устойчивую при более высоких температурах, γ и δ — соответственно еще более высокотемпературные модификации. Так, модификация α-Sn, имеющая кубическую алмазоподобную структуру, устойчива ниже 13,2° С, а β-Sn, имеющая тетрагональную структуру, устойчива в обычных условиях вплоть до температуры плавления.

Переход вещества из низкотемпературной формы в высокотемпературную сопровождается поглощением теплоты, а при обратном процессе — выделением теплоты. Подобные тепловые эффекты называют *теплотой полиморфного превращения*.

§ 4. Характерное координационное число элемента и структура его соединений

Ранее было показано, что для неметаллических элементов 3-го периода в высших степенях окисления характерны оксокомплексы тетраэдрического строения (табл. 10). Можно полагать, что из тетраэдрических структурных единиц $ЭO_4$ построены также их высшие оксиды и полимерные оксокомплексы. Справедливость такого предположения подтверждается экспериментальными данными по строению оксидов Cl_2O_7, SO_3, P_2O_5 и SiO_2, а также соответствующих полимерных оксокомплексов. Как видно из табл. 10, молекула оксида хлора (VII) Cl_2O_7 составлена из двух оксохлоратных тетраэдров ClO_4, объединенных одной общей вершиной (атомом кислорода).

В оксиде серы (VI) тетраэдры SO_4 на образование мостиковых связей предоставляют по две вершины, что приводит к цепной структуре $(SO_3)_\infty$. При использовании на образование мостиковых связей трех вершин оксофосфатных тетраэдров PO_4 образуется слоистая структура $(P_2O_5)_{2\infty}$. И наконец, SiO_2 имеет координационную решетку $(SiO_2)_{3\infty}$ за счет использования на образование мостиковых связей всех четырех атомов кислорода кремнекислородного тетраэдра SiO_4.

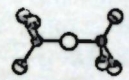
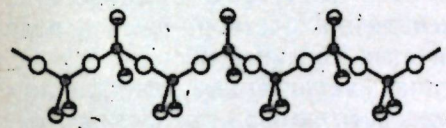
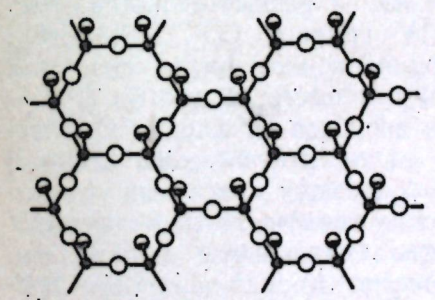
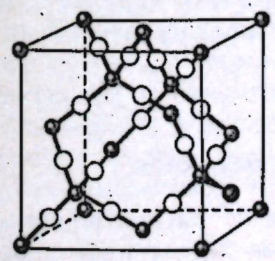
Усложнение структур в ряду одного и того же класса соединений обусловливает повышение температуры плавления и уменьшение химической активности соединений. Так, в рассматриваемом ряду оксидов

	Cl_2O_7	$(SO_3)_\infty$	$(P_2O_5)_{2\infty}$	$(SiO_2)_{3\infty}$
Т. пл., °С . .	—93,4	62,2	580	1713

резко повышается температура плавления и падает химическая активность. В частности, существенно различно отношение этих оксидов к воде. Взаимодействие Cl_2O_7 с водой непосредственно приводит к образованию $HClO_4$. Достаточно легко разрываются (вследствие пространственной доступности) мостиковые связи и в цепном $(SO_3)_\infty$ с образованием H_2SO_4. Что же касается слоистой модификации $(P_2O_5)_{2\infty}$, то ее взаимодействие с водой протекает достаточно сложно. Лишь длительное кипячение $(P_2O_5)_{2\infty}$ в присутствии сильных

Таблица 10

Способы объединения тетраэдрических структурных единиц $ЭO_4$, состав и строение оксосоединений Cl(VII), S(VI), P(V), Si(IV)

Способы объединения тетраэдров $ЭO_4$	Число мостиковых атомов кислорода одного тетраэдра	Соединения			
		Si(IV)	P(V)	S(VI)	Cl(VII)
 мономер	0	SiO_4^{4-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	ClO_4^-
 димер	1	$Si_2O_7^{6-}$	$P_2O_7^{4-}$	$S_2O_7^{2-}$	$Cl_2O_7^0$
 линейный полимер	2	$(SiO_3^{2-})_\infty$	$(PO_3^-)_\infty$	$(SO_3^0)_\infty$	—
 слоистый полимер	3	$(Si_2O_5^{2-})_{2\infty}$	$(P_2O_5^0)_{2\infty}$	—	—
 трехмерный полимер — координационный кристалл	4	$(SiO_2)_{3\infty}$	—	—	—

кислот приводит к разрыву связей в слоистом полимере и образованию H_3PO_4. Разрыв же связей между оксосиликатными тетраэдрами трехмерного полимера $(SiO_2)_{3\infty}$ в воде практически не происходит, поэтому в обычных условиях диоксид кремния в воде не растворяется.

Рассмотрим еще один пример — строение фторидов *p*-элементов 5-го периода TeF_6, SbF_5, SnF_4 и InF_3. Для этих элементов характерно координационное число шесть, что отвечает октаэдрической структурной единице.

Для атома теллура, имеющего шесть валентных электронов, координационное число шесть реализуется уже в октаэдрической молекуле TeF_6. Реализация этого же координационного числа у атома сурьмы (пять электронов) возможна лишь при объединении октаэдров в цепной полимер состава SbF_5. Для олова (четыре электрона) это возможно лишь при образовании слоистого полимера состава SnF_4 (см. рис. 177). И наконец, для индия (три электрона) — при образовании трехмерного полимера состава InF_3 (см. рис. 71).

В соответствии с усложнением структур в этом ряду свойства существенно изменяются. Так, в обычных условиях TeF_6 — газ, SbF_5 — вязкая жидкость, а SnF_4 и InF_3 — кристаллические вещества с температурой плавления соответственно 400 и 1170° С. Усложнение структуры сказывается также на уменьшении растворимости в воде и понижении химической активности этих соединений.

Как уже указывалось, в подгруппах характерные координационные числа элементов с ростом порядкового номера увеличиваются. Поэтому при одном и том же стехиометрическом составе соединения имеют разное строение, а следовательно, и разные свойства. Рассмотрим ряд диоксидов *p*-элементов IV группы: CO_2, SiO_2, GeO_2, SnO_2. Для C (IV) характерно координационное число два, для Si (IV) — четыре, для Ge (IV) — четыре и шесть, а для Sn (IV) — шесть. Таким образом, только состав диоксида углерода CO_2 отвечает устойчивому координационному числу центрального атома и потому CO_2 мономолекулярен. Что же касается остальных диоксидов, то, поскольку их стехиометрические коэффициенты отличаются от устойчивых координационных чисел центральных атомов, они должны быть полимерными соединениями. Координационные кристаллы одной из модификаций GeO_2 относятся к структурному типу SiO_2 (см. рис. 70, *в*), другой модификации — к структурному типу рутила TiO_2 (см. рис. 70, *б*). Структуру типа рутила имеют и кристаллы SnO_2.

§ 5. Зонная теория кристаллов

Энергетические зоны. Общий подход к рассмотрению ионных, ковалентных и металлических кристаллов дает зонная теория кристаллов, которая рассматривает твердое тело как единый коллектив взаимодействующих частиц. Эта теория представляет собой теорию

молекулярных орбиталей для системы с очень большим числом ($\sim 10^{23}$) атомов.

Как известно, в представлениях теории молекулярных орбиталей при взаимодействии двух атомов происходит перекрывание атомных орбиталей с образованием связывающих и разрыхляющих молекулярных орбиталей и каждое атомное энергетическое состояние расщепляется на два, в системе из четырех атомов — на четыре, в системе из восьми атомов — на восемь и т. д. молекулярных состояний. Чем больше атомов в системе, тем больше молекулярных состояний. Пусть из N атомов образуется кристалл, тогда каждое атомное состояние сместится энергетически и расщепится на N состояний (рис. 74). Так как число N очень велико (в 1 см³ металлического кристалла содержится 10^{22}—10^{23} атомов!), то N состояний сближаются, образуя *энергетическую зону*. Энергетическое различие состояний электронов в пределах зоны составляет всего лишь 10^{-22} эВ, поэтому изменение энергии электрона в зоне можно представить как непрерывную полосу энергии. Орбитали энергетической зоны можно считать аналогами молекулярных орбиталей, простирающихся по всему кристаллу.

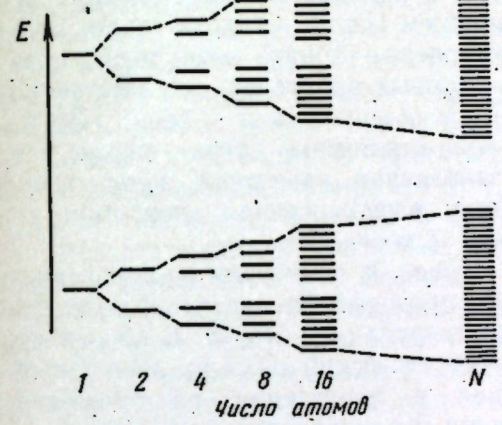


Рис. 74. Построение энергетических зон при последовательном присоединении атомов

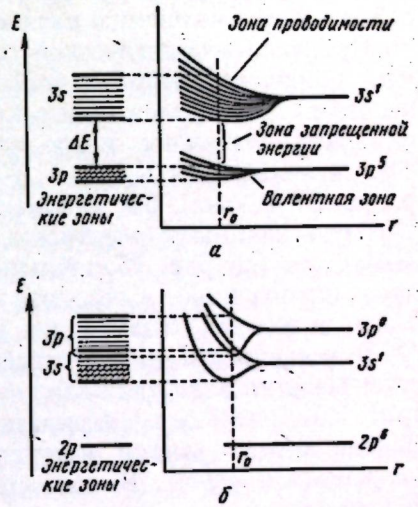


Рис. 75. Возникновение энергетических зон кристалла из энергетических уровней атомов по мере их сближения:

а — зоны не перекрываются; *б* — зоны перекрываются

На рис. 75 показано возникновение энергетических зон кристалла из энергетических уровней атомов по мере сближения последних. Предположим, что атомы расположены в узлах некой кристалличе-

ской решетки с межатомными расстояниями, во много раз большими, чем в решетке реального кристалла. Энергетические состояния такого гипотетического кристалла представляют собой квантовые состояния изолированных атомов. Сближение же атомов отвечает их взаимодействию и превращению атомных энергетических уровней в энергетические зоны. Ширина и положение энергетических зон определяются величиной равновесного расстояния r_0 между атомами.

Орбитали энергетической зоны заполняются двумя электронами, как и орбитали атома и молекулы, в порядке их расположения по энергиям и в соответствии с принципом Паули. Следовательно, максимально возможное число электронов в зонах, возникающих за счет перекрывания *s*-, *p*-, *d*-, *f*-... атомных орбиталей, соответственно равно $2N$ (*s*-зона), $6N$ (*p*-зона), $10\ N$ (*d*-зона), $14\ N$ (*f*-зона)... Зона, которую занимают электроны, осуществляющие связь, называется *валентной* (на рис. 75 степень заполнения валентной зоны показана штриховкой). Свободная зона, расположенная энергетически выше валентной, называется *зоной проводимости*.

В зависимости от структуры атомов и симметрии кристаллической решетки валентная зона и зона проводимости могут перекрывать (рис. 75, *б*) или не перекрывать друг друга (рис. 75, *а*). В последнем случае между зонами имеется энергетический разрыв, именуемый *запрещенной зоной*. В соответствии с характером расположения и заполнения зон вещества являются *диэлектриками* (*изоляторами*), *полупроводниками* и *проводниками* (*металлами*). Ширина запрещенной зоны ΔE диэлектриков составляет более 3 эВ, полупроводников — от 0,1 до 3 эВ. В металлических кристаллах вследствие перекрывания зон запрещенная зона отсутствует.

Рассмотрим характер заполнения энергетических зон металлических, ковалентных и ионных кристаллов.

Металлические кристаллы. У элементов типа натрия и меди имеется только один валентный *s*-электрон, так что в их кристаллах валентная зона, построенная из атомных *s*-орбиталей, заполнена лишь наполовину (рис. 75, *б*). Следовательно, при незначительном возбуждении энергетическое состояние каждого из электронов может меняться в пределах всей энергетической зоны. Это имеет место, например, при приложении к металлу электрического поля. Тогда электроны начинают двигаться в направлении поля, что определяет электрическую проводимость металлов.

В случае элементов с двумя валентными электронами *s*-зона заполнена. Однако если *s*- и *p*-уровни в изолированных атомах близки, то в кристаллах соответствующие зоны перекрываются. Следовательно, и в этом случае число валентных электронов недостаточно для заполнения энергетических уровней перекрывающихся зон.

Таким образом, металлические кристаллы образуют элементы, у которых число валентных электронов мало по сравнению с числом энергетически близких валентных орбиталей. Вследствие этого химическая связь в металлических кристаллах сильно делокализована.

Ковалентные кристаллы. Заполнение энергетических зон ковалентного кристалла рассмотрим на примере алмаза, у которого ширина запрещенной зоны $\Delta E = 5{,}7$ эВ. Электроны атомов углерода полностью заполняют валентную зону. Поскольку переход электронов из валентной зоны в зону проводимости требует большой энергии возбуждения, которая в обычных условиях не реализуется, алмаз является диэлектриком.

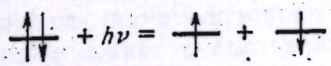
Кристаллический кремний имеет такую же структуру, как и алмаз. Следовательно, в кристалле кремния валентная зона укомплектована полностью. Однако ширина запрещенной зоны в этом случае составляет всего $\Delta E = 1{,}12$ эВ. Следовательно, при небольшом возбуждении валентные электроны могут переходить в зону проводимости, т. е. кремний — полупроводник.

Ионные кристаллы. В кристалле хлорида натрия (рис. 75, *а*) валентные электроны атомов Na ($3s^1$) и Cl ($3s^23p^5$) заполняют валентную энергетическую зону $3p$. В представлении теории ионной связи это отвечает переходу электронов от атомов Na к атомам Cl и образованию ионов Na^+ и Cl^-. Поскольку энергетическое различие между валентной $3p$-зоной и свободной $3s$-зоной велико ($\Delta E \sim 6$ эВ), в обычных условиях NaCl электронной проводимостью не обладает.

Молекулярные кристаллы. В молекулярных кристаллах молекулы связаны друг с другом за счет межмолекулярных электростатических сил; энергетические уровни локализованы в пределах молекулы. Переход электронов между ними в обычных условиях не происходит.

§ 6. Полупроводники

Как мы видели, в полупроводниках для перехода электронов из валентной зоны в зону проводимости требуется сравнительно небольшая энергия. При этом в результате поглощения кванта энергии (нагревание или освещение) связь, обусловливаемая парой электронов, разрывается: один из электронов переходит в зону проводимости, и в данном энергетическом состоянии валентной зоны вместо двух электронов остается один, т. е. образуется вакансия — так называемая положительно заряженная дырка:



валентная зона — дырка в валентной зоне — электрон в зоне проводимости

При наложении электрического поля электроны, перешедшие в зону проводимости, перемещаются к аноду. В валентной же зоне электрон, находящийся рядом с дыркой, перемещается на это свободное место, и освобождается новая дырка, на которую перемещается следующий электрон, оставляющий после себя дырку, и т. д. (рис. 76).

Подобный дрейф электронов эквивалентен перемещению дырок в противоположном направлении, т. е. к катоду. Таким образом, перенос электричества в полупроводниках осуществляется как электронами, перешедшими в зону проводимости, так и дырками в валентной зоне, т. е. имеет место *электронная* (*n*-типа) и *дырочная* (*p*-типа*) проводимость.

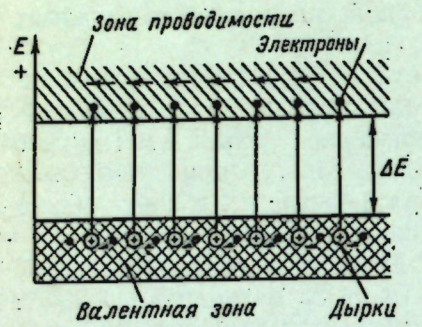


Рис. 76. Зонная схема собственной проводимости проводника

Число электронов, переходящих в зону проводимости, а следовательно, и число дырок увеличивается с повышением температуры или освещенности. В этом существенное отличие полупроводников от металлов: их электрическая проводимость существенно возрастает с повышением температуры, тогда как у металлов, наоборот, электрическая проводимость с повышением температуры падает.

При температуре абсолютного нуля в отсутствие других внешних воздействий электроны в полупроводниках не обладают энергией, достаточной для преодоления запрещенной зоны. Поэтому полупроводник в этих условиях является диэлектриком. Следовательно, деление веществ на полупроводники и диэлектрики условно. Чем больше ширина запрещенной зоны, тем выше должна быть температура, при которой возникает электронно-дырочная проводимость.

При наличии в полупроводниковых материалах примесей соотношение числа электронов и дырок может изменяться, т. е. может усиливаться или дырочная, или электронная проводимость. Предположим, что в кристалле кремния в качестве примеси имеются атомы мышьяка ($4s^2 4p^3$). При образовании связей с окружающими атомами кремния атомы мышьяка используют четыре своих электрона. Пятый же электрон сравнительно легко возбуждается и переходит в зону проводимости. Таким образом, примесь мышьяка усиливает у кремния электронную проводимость. Наоборот, введение в кристалл кремния атомов бора ($2s^2 2p^1$) приводит к валентной ненасыщенности атомов Si, т. е. усиливает у полупроводника дырочную проводимость.

Дефекты структур кристаллов также влияют на электрическую проводимость полупроводников, обычно вызывая дырочную проводимость. В зависимости от преобладания того или иного вида проводимости различают полупроводники *n*-типа и полупроводники *p*-типа.

Полупроводниковыми свойствами могут обладать все кристаллы с неметаллическими связями, хотя они наиболее отчетливо проявляются у веществ с ковалентными связями малой энергии. Из простых веществ полупроводниковые свойства в обычных условиях проявляют кремний, германий, селен, теллур, бор. Из сложных веществ особый интерес представляют соединения, имеющие алмазоподобную кристаллическую решетку.

* От латинского negative (отрицательный) и positive (положительный).

Глава 2
ЖИДКОЕ СОСТОЯНИЕ

§ 1. Структура жидкости

Силы взаимодействия между частицами вещества в жидком состоянии достаточно прочны, чтобы препятствовать беспорядочному перемещению частиц, но все же недостаточны для прекращения их перемещения относительно друг друга.

Подобно твердому телу жидкость обладает определенной структурой. Например, структура жидкой воды напоминает структуру льда: молекулы H_2O также соединены друг с другом посредством водородных связей, и для большинства молекул сохраняется тетраэдрическое окружение. Однако в отличие от льда в жидкой воде проявляется лишь ближний порядок — за счет изгиба и растяжения водородных связей относительное расположение тетраэдрических структурных единиц оказывается неупорядоченным. Кроме того, вследствие перемещения молекул часть водородных связей разрывается и состав структурных единиц постоянно меняется. Непрерывное перемещение частиц определяет сильно выраженную самодиффузию жидкости и ее текучесть. Представление о жидкости как разупорядоченном твердом теле ввел в науку советский ученый Я. И. Френкель.

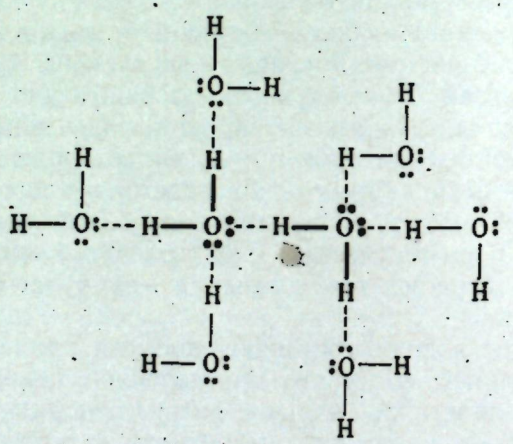
По структуре жидкое состояние является промежуточным между твердым состоянием со строго определенной периодической структурой во всем кристалле (наличие дальнего порядка) и газом, в котором отсутствует какая-либо структура и движение частиц беспорядочно. Отсюда для жидкости характерно, с одной стороны, наличие определенного объема, а с другой — отсутствие определенной формы. Первое обстоятельство сближает ее с твердыми телами, второе — с газами. У жидкости вблизи температуры затвердевания упорядоченность внутренней структуры становится более четко выраженной. Напротив, по мере приближения жидкости к температуре кипения усиливается беспорядок во взаимном расположении частиц.

Структура и физические свойства жидкости зависят от химической индивидуальности образующих ее частиц, а также от характера и интенсивности сил, действующих между ними. Для воды, как мы видели, большую роль в ассоциации молекул в комплексы играют водородные связи. У неполярных молекул взаимодействие и взаим-

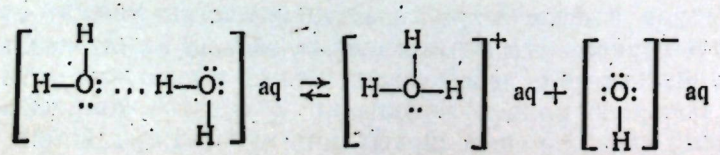
ное расположение обусловливаются дисперсионными силами. Поскольку эти силы ненасыщаемы и ненаправлены, то и структура жидкости с неполярными молекулами характеризуется высокими координационными числами. Высокие координационные числа достигаются и в жидких металлах, ибо металлическая связь тоже ненасыщаема и ненаправлена. Иначе говоря, общие закономерности образования комплексов (структурных единиц) для жидких тел такие же, как и для твердых тел. Отличие заключается в отсутствии жесткости в структуре и дальнего порядка в расположении частиц.

§ 2. Ионизация молекул жидкости

Рассмотренные особенности структуры жидкости и способность молекул перемещаться относительно друг друга предопределяют возможность их ионизации. Рассмотрим в качестве примера поведение молекул воды в соседних тетраэдрических комплексах, выделенных на схеме жирным шрифтом:



Эти молекулы находятся в поле действия соседних молекул и связаны с ними водородной связью. Кроме того, они также взаимно влияют друг на друга. Тепловое движение частиц внутри комплекса и перемещение комплексов друг относительно друга могут ослабить в одной из молекул связь O—H и разорвать ее. Разрыв сопровождается переходом протона к соседней молекуле за счет превращения водородной связи в ковалентную по донорно-акцепторному механизму:



или

$$H_2O \ldots HOH \rightleftarrows OH_3^+ + OH^-$$

В результате ионизации молекул H_2O возникают гидратированные ионы OH^- и OH_3^+*. При столкновении их снова образуются молекулы воды, т. е. процесс ионизации обратим. Процессы ионизации и молизации протекают непрерывно. Вследствие прочности связи O—H степень ионизации воды в общем незначительна.

Аналогичная картина самоионизации имеет место и в других жидкостях, молекулы которых связаны друг с другом, водородными связями, например:

$$H_3N \ldots HNH_2 \rightleftarrows NH_4^+ + NH_2^-$$

$$H_2S \ldots HSH \rightleftarrows SH_3^+ + SH^-$$

$$HNO_3 \ldots HNO_3 \rightleftarrows NO_3H_2^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \ldots HSO_4H \rightleftarrows SO_4H_3^+ + SO_4H^-$$

В приведенных примерах также осуществляется переход протона от одной молекулы к другой. В результате возникают отрицательный и положительный ионы, окруженные оболочкой неионизированных молекул. В общем случае такие ионы называются *сольватированными*. Ионы типа OH_3^+, NH_4^+, $NO_3H_2^+$ называются *ионами лиония* (*оксония*, *аммония*, *нитратония*). Ионы типа OH^-, NH_2^-, SH^-, NO_3^- называются *лиат-ионами*.

Из приведенных примеров видно, что при ионизации одна из взаимодействующих молекул — донор электронных пар, другая — их акцептор.

Вещества, выступающие в реакциях в качестве лоноров электронных пар, являются *основными*, а вещества, выступающие в качестве акцепторов, — *кислотными*. В рассмотренных примерах донорно-акцепторное взаимодействие протекает за счет перехода протонов. Следовательно, в подобных случаях основные свойства проявляют молекулы, присоединяющие протон, кислотные — молекулы, отдающие протон. Реакции, сопровождающиеся передачей протона, называются *протолитическими*.

В некоторых реакциях донорно-акцепторное взаимодействие осуществляется за счет передачи каких-либо других ионов, например, F^-, Cl^-:

$$\underset{\text{донор}}{BrF_3} + \underset{\text{акцептор}}{BrF_3} \rightleftarrows BrF_2^+ + BrF_4^-$$

Подобные реакции называются *апротолитическими*.

---

* Вероятность существования в водном растворе негидратированного иона H^+ равна только $1 : 10^{100}$.

Основные и кислотные свойства веществ представляют собой лишь две стороны единого процесса основно-кислотного взаимодействия. Кислотные свойства веществ проявляются лишь при взаимодействии с веществами, проявляющими основные свойства, и наоборот. Вещества, проявляющие и основные и кислотные свойства (т. е. способность быть и донорами и акцепторами электронных пар), называются *амфотерными*. Как видно из приведенных примеров, жидкие H_2O, H_3N и HNO_3 как раз и являются амфотерными соединениями.

Степень ионизации вещества в жидком состоянии зависит от прочности его молекул, а также от характера и интенсивности межмолекулярного взаимодействия. Наименьшей степенью ионизации обладают вещества с прочными неполярными ковалентными молекулами (например, жидкие O_2, Cl_2, CF_4 и пр.). Для веществ же с ионной структурой (поскольку они уже состоят из ионов) плавление приводит лишь к разрушению кристаллической решетки и перемещению ионов относительно друг друга.

§ 3. Аморфное состояние

Рентгеноструктурные исследования показывают, что аморфное состояние подобно жидкому, т. е. характеризуется неполной упорядоченностью взаимного расположения частиц. На рис. 77 приведена структура стеклообразного диоксида кремния. Как видно, упорядоченное взаимное расположение структурных единиц, характерное для кристаллического SiO_2 (см. рис. 70, *в*), в стеклообразном SiO_2 строго не выдерживается. Вследствие этого отдельные связи между структурными единицами неравноценны. Поэтому у аморфных тел нет определенной температуры плавления — в процессе нагревания они постепенно размягчаются и плавятся. Температурный интервал этих процессов для силикатных стекол, например, составляет 200°С. У кристаллических тел в точке плавления совершается такой переход, при котором дальний порядок исчезает и остается лишь ближний порядок. В аморфных телах характер расположения атомов при нагревании практически не меняется. Изменяется лишь подвижность атомов — увеличиваются их колебания. Сначала очень немногие, а потом большое число атомов приобретают возможность менять соседей. Наконец, число этих перемен в единицу времени становится таким же большим, как и в жидкости.

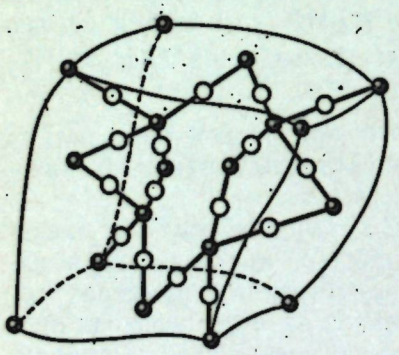


Рис. 77. Строение аморфного SiO_2

Глава 3
ГАЗОВОЕ И ДРУГИЕ СОСТОЯНИЯ

§ 1. Газовое состояние

Характерная особенность газового состояния заключается в том, что молекулы (атомы) газа не удерживаются вместе, а свободно движутся в объеме, значительно превышающем объем самих частиц. Силы межмолекулярного взаимодействия проявляются, когда молекулы подходят друг к другу на достаточно близкое расстояние. Слабое межмолекулярное взаимодействие обусловливает малую плотность газов и их основные характерные свойства — стремление к безграничному расширению и способность оказывать давление на стенки сосуда, препятствующие этому стремлению.

Состояние газа характеризуется его температурой, давлением и объемом. Газ считается находящимся при нормальных условиях, если его температура 0° С (273,15 К), давление $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па.

Вследствие слабого межмолекулярного взаимодействия при малых давлениях и высоких температурах все типичные газы ведут себя приблизительно одинаково. Но уже при обычных температурах и давлениях начинают проявляться индивидуальности газов. Существенные различия, связанные с природой составляющих газ частиц, особенно сильно проявляются при больших давлениях и низких температурах, т. е. в тех условиях, в которых газы практически используются в технике. Повышение внешнего давления и понижение температуры сближает частицы газа, поэтому межмолекулярное взаимодействие начинает проявляться в большей степени.

Для этих случаев найдены различные уравнения состояния, одно из которых имеет следующий вид (уравнение Ван-дер-Ваальса):

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT,$$

где p — давление; v — молярный объем; T — абсолютная температура; R — универсальная газовая постоянная; a и b — постоянные для данного газа величины.

Влияние сил притяжения между молекулами газа учитывает член a/v^2, а собственный объем частиц — постоянная b.

§ 2. Плазма

Существенные изменения претерпевает вещество при нагревании до температур порядка тысяч и миллионов градусов. В этих условиях оно переходит в ионизированный газ — плазму. В общем случае плазма — это смесь беспрерывно перемещающихся атомов, электронов, положительных ионов и даже атомных ядер. Плазма с температурой порядка 10—100 тыс. градусов называется «холодной», с

температурой порядка миллиона градусов — «горячей». В последнем случае нейтральные атомы в плазме существовать уже не могут, и она состоит из смеси электронов, ионов и атомных ядер. Плазма в целом электронейтральна, но обладает электронной и ионной проводимостью.

В земных условиях плазменное состояние реализуется в молниях и северном сиянии, электрической дуге, светящемся веществе неоновых и аргоновых ламп, пламени горелки и др. В состоянии плазмы находится основная масса космического вещества — звезды, туманности, межзвездное вещество и др. Колоссальным сгустком плазмы является Солнце. В масштабах Вселенной твердые холодные тела, подобные нашей Земле, — это лишь редкое исключение.

Физика и химия плазмы — важнейшие и наиболее интенсивно развивающиеся области науки не только потому, что плазма является наиболее распространенным во Вселенной состоянием вещества, но также и благодаря многообещающим перспективам практического использования результатов в этой области. Бесспорно, самая заманчивая из этих перспектив — овладение громадной энергией термоядерных реакций, а также проведение химических синтезов.

§ 3. Другие состояния вещества

Существенные изменения претерпевает вещество при высоких внешних давлениях. Так, при давлениях порядка 10^9—10^{10} Па уменьшаются расстояния между атомами в кристаллической решетке; разрушаются химические связи. При этом создаются условия для возникновения новых связей, соответствующих более плотной кристаллической структуре вещества. Широко известными примерами подобного рода полиморфных превращений при сверхвысоком давлении является переход графита в алмаз, нитрида бора в боразон, кварца в новую модификацию (стишовит) с плотностью, на 60% большей, чем у природного кварца, и др. В настоящее время возможность таких полиморфных превращений начинает широко использоваться в технике для получения синтетических твердых и сверхтвердых веществ.

При высоких и сверхвысоких давлениях изменяются физические свойства веществ. Так, в ряде случаев вещества, которые при обычных давлениях являются изоляторами (например, сера), при сверхвысоком давлении становятся полупроводниками. Полупроводники же при $2 \cdot 10^{10}$—$5 \cdot 10^{10}$ Па могут переходить в металлическое состояние. Подобные переходы изучены у теллура, иода, фосфора, ряда соединений. Расчеты показывают, что дальнейшее повышение давления металлизует все вещества. Интересные превращения претерпевает иттербий (Yb). При давлении до $2 \cdot 10^9$ Па иттербий — металл, при $2 \cdot 10^9$—$4 \cdot 10^9$ Па — полупроводник, выше $4 \cdot 10^9$ Па — снова металл.

Исследование поведения веществ при высоких и сверхвысоких давлениях, кроме практического, имеет большое теоретическое значение для развития физики твердого тела, геофизики, космофизики, и других наук. Исследование земного вещества под высоким давлением и при высокой температуре дает возможность как бы моделировать процессы, протекающие на большой глубине внутри Земли и в космосе и исследовать состояние веществ в этих условиях.

Перечисленными примерами, конечно, не исчерпываются состояния, в которых может находиться вещество. Формы организации вещества должны быть также неисчерпаемы, как и формы организации самой материи.

Глава 4
ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

§ 1. Растворы

Многие вещества могут находиться одновременно в различных агрегатных состояниях, образуя *гетерогенную* систему (например, вода — пар — лед). Подобную систему могут образовать также вещества разной природы, т. е. смеси разных веществ в разных агрегатных состояниях.

Гетерогенные системы, в которых в одном веществе (среде) распределено (диспергировано) в виде очень мелких частиц другое вещество, называются *дисперсными*. Дисперсионная среда бывает газовой, жидкой, твердой. В различных агрегатных состояниях может находиться и диспергированное вещество.

По степени дисперсности (т. е. величине частиц распределенного в среде вещества) дисперсные системы делятся на *грубодисперсные* (взвеси и гетерогенные смеси) с размерами частиц более 1 мкм и на *тонкодисперсные* (*коллоидные*) системы с размерами частиц 1—0,1 мкм. Если же вещество диспергировано до размеров молекул и ионов, то возникает *гомогенная система — раствор*.

Образование того или иного типа дисперсной системы (или раствора) обусловливается теми же силами, которые определяют возникновение того или иного агрегатного состояния, т. е. интенсивностью межмолекулярного, межатомного, межионного или другого типа взаимодействия. Разница заключается только в том, что образование агрегатного состояния индивидуального вещества обусловливается взаимодействием частиц одного и того же вещества, а образование дисперсной системы обусловливается характером и интенсивностью взаимодействия частиц разных веществ.

Понятно, что дисперсные системы по сравнению с индивидуальными веществами в разных агрегатных состояниях сложнее по структуре и имеют свои особенности.

В химии наибольшее значение имеют растворы. *Раствором на-*

зывают однофазную систему переменного состава, состоящую из двух или более компонентов. Растворы представляют собой гомогенные (однородные) системы, т. е. каждый из компонентов распределен в массе другого в виде молекул, атомов или ионов. Компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, принято считать *растворителем*. В случае же растворов, образующихся при смешении газа с газом, жидкости с жидкостью, твердого вещества с твердым, растворителем считают компонент, количество которого в растворе преобладает. Растворы бывают газовыми, жидкими и твердыми.

§ 2. Газовые растворы

Как и в индивидуальных веществах в газовом состоянии, в газовом растворе также имеет место слабое взаимодействие между молекулами смешиваемых веществ. В обоих случаях для систем характерно хаотическое движение молекул и отсутствие определенной структуры. Поэтому газовый раствор при обычных давлениях следует рассматривать как физическую смесь, в которой каждый компонент проявляет присущие ему индивидуальные физические и химические свойства.

Примером газовой смеси является воздух, который состоит из растворенных друг в друге азота (78% по объему), кислорода (21%), инертных газов (около 1%), диоксида углерода, паров воды и некоторых примесей.

Общее давление, оказываемое газовой смесью, представляет собой сумму давлений (называемых *парциальными*), оказываемых его составными частями. Например, из общего давления воздуха в $1{,}01325 \times 10^5$ Па на долю азота (78% по объему) приходится $101\,325 \cdot 78/100 = 0{,}79034 \cdot 10^5$ Па, на долю кислорода — $101\,325 \cdot 21/100 = 0{,}21278 \times 10^5$ Па.

Вследствие незначительности межмолекулярного взаимодействия при обычных давлениях газы неограниченно растворяются друг в друге (т. е. смешиваются в любых соотношениях).

При высоких давлениях, в особенности когда плотность газа становится сравнима с плотностью жидкости, образование газовых растворов сопровождается изменением объема и тепловым эффектом. Механизм растворения веществ в сжатых газах принципиально не отличается от механизма растворения в жидкости. В сжатых газах растворение веществ достигает значительных величин. Так, при $1 \cdot 10^9$ Па и 100°С азот растворяет до 10 молярных долей бензина (%), а этилен при $2{,}4 \cdot 10^7$ Па и 50° С — до 17 молярных долей нафталина (%). Сжатые газовые растворы используются в технике для синтеза некоторых минералов. Например, растворимость кварца при высоких температурах в сжатом водяном паре, насыщенном некоторыми солями, используется для выращивания крупных (массой до нескольких килограммов) кристаллов.

§ 3. Жидкие растворы

Химическая теория растворов Д. И. Менделеева. Жидкие растворы, как и индивидуальные жидкости, обладают внутренней структурой ближнего порядка. При этом структура разбавленных растворов близка к структуре растворителя, а концентрированных — к структуре растворенного вещества.

В жидких растворах частицы растворенного вещества связаны с окружающими их частицами растворителя. Эти комплексы называются *сольватами*, а для водных растворов *гидратами*. Подобное представление о растворах возникло еще в 60-х годах XIX в. в результате работ Д. И. Менделеева. На основании экспериментальных фактов он выдвинул предположение о существовании в растворах определенных химических соединений растворенного вещества с водой. Эта идея составила основу химической теории растворов. Химическая теория растворов принципиально отличается от физической теории, которая рассматривала растворитель как инертную среду и приравнивала растворы к простым механическим смесям.

Растворимость. Растворимость вещества зависит как от его природы, так и от природы растворителя.

Так, структура жидкого бензола определяется в основном дисперсионным взаимодействием неполярных молекул, и при введении в бензол другого вещества с неполярными молекулами, например гексана, характер взаимодействия между молекулами не меняется. Структуру возникающего раствора, как и индивидуальных жидкостей, обусловливают те же ненаправленные и ненасыщаемые дисперсионные силы. Следствие этого — хорошая растворимость гексана в бензоле и бензола в гексане. Если же внести бензол в воду, то происходит разрыв водородных связей и нарушение структуры жидкой воды без образования более прочных новых связей. Отсюда ясна причина плохой растворимости бензола в воде.

С другой стороны, спирт (молекулы которого за счет ОН-групп связаны водородной связью) хорошо растворяется в воде, так как разрыв водородных связей воды (как и спирта) компенсируется образованием более прочных водородных связей между молекулами воды и спирта.

В зависимости от природы веществ возможны следующие случаи: неограниченная растворимость (вода — спирт, жидкие K—Rb и KCl—KBr), ограниченная (частичная) растворимость (вода — эфир, жидкие Pb—Zn, жидкие LiCl—KCl), практическое отсутствие растворимости (вода — керосин, жидкие Fe—Ag и LiF—CsCl). В последних двух случаях может иметь место расслаивание смешиваемых жидкостей.

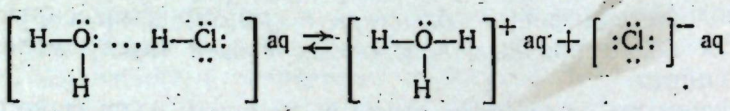
Ионизация и диссоциация веществ в растворе. В растворах, как и в индивидуальных жидкостях, взаимодействие молекул может сопровождаться их ионизацией. Распад вещества на сольватирован-

ные ионы под действием молекул растворителя называется *ионизацией вещества в растворах* или *электролитической диссоциацией*.

Идея о распаде вещества в растворе на ионы была высказана Сванте Аррениусом (1857). Основоположниками современной теории электролитической диссоциации как процесса, вызываемого сольватацией молекул, являются И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский. В отличие от гипотезы ионизации С. Аррениуса, не учитывающей взаимодействие растворенного вещества с растворителем, в их теории к объяснению электролитической диссоциации привлекается химическая теория растворов Д. И. Менделеева.

Возможность и степень распада на ионы определяется природой растворенного вещества и природой растворителя. Распад на ионы связан либо с явлением диссоциации (разъединения), либо с явлением *ионизации* (образования ионов). Так, при растворении ионных соединений (поскольку они уже состоят из ионов) имеет место диссоциация. Роль растворителя в этом случае заключается в создании условий для разъединения ионов противоположного знака и в препятствовании процессу *молизации*. Диссоциация ионных соединений протекает тем легче, чем полярнее молекулы растворителя. При распаде ковалентных соединений на ионы происходит гетеролитический разрыв связи, т. е. ионизация.

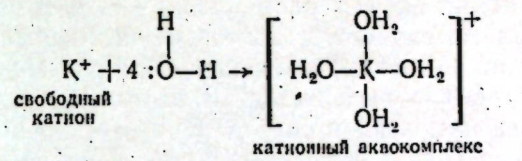
Каждое вещество в данном растворителе и при данных условиях характеризуется определенной *степенью ионизации*. Степенью ионизации вещества в растворе называется отношение числа молей ионизированного вещества к общему числу молей растворенного. Степень ионизации в основном определяется электронно-донорными и электронно-акцепторными свойствами растворенного вещества и растворителя. Для многих соединений наиболее сильно ионизирующими растворителями являются вода, жидкие аммиак и фторид водорода. Эти соединения состоят из дипольных молекул и склонны к донорно-акцепторному взаимодействию и образованию водородной связи. Например, HCl хорошо ионизируется в воде, что связано с превращением водородной связи $H_2O \ldots HCl$ в донорно-акцепторную $[H_2O{-}H]^+$:

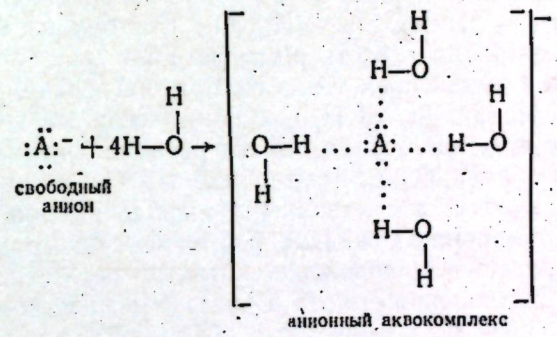


$$H_2O \ldots HCl \rightleftarrows OH_3^+ + Cl^-$$

По этой же причине HCl хорошо ионизируется в спирте, аммиаке. Напротив, в нитробензоле и других растворителях, не склонных к донорно-акцепторному взаимодействию, HCl на ионы практически не распадается.

Ионо-сольваты (ионо-гидраты). Сказанное выше показывает, что при растворении происходит комплексообразование, в результате чего образуются сольватированные комплексы — в водных растворах гидратированные аквокомплексы. В катионных аквокомплексах центральные ионы связаны с молекулами воды за счет донорно-акцепторного взаимодействия, а в анионных аквокомплексах — за счет водородной связи:





Понятно, что аквокомплексы в свою очередь гидратированы, т. е. вокруг них координированы молекулы воды за счет водородных связей.

Координационное число центральных ионов в аквокомплексах в разбавленных растворах (т. е. при достаточном количестве молекул воды) в общем случае соответствует значению характерного координационного числа катиона (акцептора) и аниона (донора). Так, для ионов Al^{3+}, Cr^{3+}, Co^{2+} координационное число обычно равно шести, а для Be^{2+} — четырем. В разбавленных водных растворах, следовательно, эти ионы находятся в виде гидратированных комплексных ионов типа октаэдрического $[Al(OH_2)_6]^{3+}$, тетраэдрического $[Be(OH_2)_4]^{2+}$. Для иона Cl^-, имеющего четыре неподеленные электронные пары, координационное число, по-видимому, равно четырем, что отвечает образованию четырех водородных связей.

Часто аквокомплексы оказываются столь прочными, что выделяются из растворов в составе кристаллогидратов, например $AlCl_3 \cdot 6H_2O$, $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ и т. д.

При обычной записи уравнений электролитической диссоциации координационная сфера ионов не указывается и на практике пользуются упрощенными уравнениями, например:

$$AlCl_3\,(р) \rightleftarrows Al^{3+}\,(р) + 3Cl^-\,(р)$$

$$BeSO_4\,(р) \rightleftarrows Be^{2+}\,(р) + SO_4^{2-}\,(р)$$

Энергетический эффект растворения. При растворении разрушается связь между молекулами (атомами, ионами) в растворяемом

веществе и растворителе, что связано с затратой энергии. Одновременно протекает процесс комплексообразования (сольватации) — т. е. возникают связи между частицами растворенного вещества и растворителя, — сопровождающийся выделением энергии. Общий же энергетический эффект растворения в зависимости от соотношения количеств выделяемой и поглощаемой энергии может быть как положительным, так и отрицательным. При растворении газов и жидкостей тепло обычно выделяется. В частности, с выделением тепла протекает смешение воды и спирта. При растворении в воде твердых веществ тепло может и выделяться — растворение KOH, $Ca(OH)_2$, — и поглощаться — растворение NH_4NO_3. Поэтому нагревание по-разному сказывается на их растворимости. Если растворение вещества сопровождается выделением тепла, то при нагревании его растворимость падает, например, KOH, $Ca(OH)_2$. Если же вещества растворяются с поглощением тепла, то нагревание вызывает увеличение растворимости (NH_4NO_3). Растворимость газов при нагревании обычно уменьшается, а с увеличением давления повышается.

Двойственная природа жидких растворов. Кроме энергетического эффекта растворение сопровождается также изменением объема. Например, при растворении спирта в воде объем раствора уменьшается примерно на 3,5% по сравнению с общим объемом взятых веществ за счет образования сольватов.

При растворении иногда наблюдается и изменение окраски. Например, белый сульфат меди $CuSO_4$ образует водный раствор синего цвета за счет возникновения гидратированных аквокомплексов $[Cu(OH_2)_6]^{2+}$.

Все эти факты (энергетический эффект растворения, изменение объема и окраски при растворении) говорят о том, что жидкие растворы следует рассматривать как химические соединения. Однако отсутствие у растворов постоянного состава, т. е. определенных соотношений количества растворенного вещества и количества растворителя, сближает их с механическими смесями. Таким образом, жидкие растворы занимают промежуточное положение между химическими соединениями постоянного состава и механическими смесями.

Согласно Д. И. Менделееву, образование растворов может рассматриваться с двух сторон: физической и химической, и в растворах виднее, чем где-либо, насколько эти стороны естествознания сближены между собой.

Как и у индивидуальных жидкостей, в жидких растворах тепловое движение частиц представляет собой колебания около временных положений равновесия в комплексах и скачкообразные перемещения из данного комплекса в соседний. Это скачкообразное перемещение частиц сближает жидкие и газовые растворы (физические смеси) и обусловливает диффузию, благодаря чему создается и поддерживается одинаковая концентрация растворенного вещества во всем объеме раствора. Обычно растворенное вещество распределяется в жидком растворе почти так же легко, как в газе. Постоянное перемещение частиц определяет и такие свойства жидкого раствора, как текучесть, теплопроводность, электрическая проводимость и др.

Температура замерзания и кипения растворов. При растворении в растворителе нелетучего вещества давление пара растворителя над раствором уменьшается, что вызывает повышение температуры кипения раствора и понижение температуры его замерзания (по сравнению с чистым растворителем).

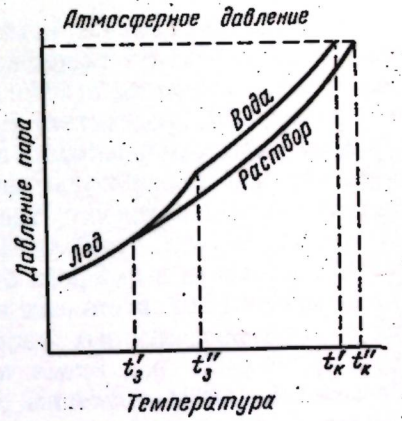


Рис. 78. Давление пара воды и раствора

Рассмотрим изменения давления пара с температурой для чистой воды и для водного раствора нелетучего вещества. Как видно на рис. 78, кривая давления пара раствора лежит ниже кривой давления пара воды. Чистая вода под нормальным атмосферным давлением кипит при 100° С (373,15 К), так как при этой температуре давление водяного пара равно внешнему давлению. Для того чтобы закипел раствор, давление пара растворителя также должно быть равно атмосферному. Однако это имеет место при более высокой температуре $t_к''$, чем для чистого растворителя $t_к'$.

Жидкость затвердевает, когда давление ее пара становится равным давлению пара соответствующей твердой фазы. На рис. 78 видно, что давление пара льда достигается у раствора при более низкой температуре $t_з''$, чем чистой воды $t_з'$. Понижение температуры замерзания растворов было впервые установлено М. В. Ломоносовым (1748).

Исследование свойств разбавленных растворов неэлектролитов показало, что понижение давления пара, повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания обусловлены только числом растворенных частиц в определенном количестве данного растворителя и не зависят от природы растворенного вещества. В этом заключается сущность з а к о н о в Р а у л я.

В общем виде зависимость понижения температуры замерзания $\Delta t_з$ и повышения температуры кипения $\Delta t_к$ разбавленных растворов от концентрации неэлектролита можно записать так: $\Delta t_з = k_з c$ и $\Delta t_к = k_к c$, где $k_з$ и $k_к$ — коэффициенты пропорциональности, зависящие от природы растворителя; c — концентрация растворенного вещества (число молей в 1000 г растворителя).

Коэффициенты пропорциональности $k_з$ и $k_к$ называют соответ-

ственно *криоскопической* и *эбулиоскопической константами*. Их значения для некоторых растворителей приведены ниже:

	$k_з$	$k_к$
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,10	2,64
Уксусная кислота	3,90	3,10

В уравнении для Δt концентрацию можно заменить отношением массы растворенного вещества в 1000 г растворителя m к молярной массе этого вещества M. Тогда $\Delta t = k(m/M)$. С помощью этой формулы нетрудно подсчитать молярную массу вещества.

Для растворов электролитов понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения оказываются всегда больше теоретически вычисленных. Например, для раствора, содержащего в 1000 г воды 1 моль NaCl, понижение температуры замерзания ($\Delta t_з = 3{,}36°$ С) почти в два раза больше, чем для аналогичных растворов неэлектролитов. В настоящее время этот факт объясняют увеличением числа сольватированных частиц, возникающих за счет ионизации электролита. В свое время попытки объяснить указанное явление способствовали выдвижению Аррениусом гипотезы ионизации, превратившейся далее в одну из важнейших теорий современной химии.

Кислоты и основания. Как мы видели, ионизация соединений со степенью окисления водорода +1 в жидком состоянии происходит с образованием сольватированных положительного и отрицательного ионов:

$$H_2O \ldots H_2O \rightleftarrows OH_3^+ + OH^-$$

$$H_3N \ldots H_3N \rightleftarrows NH_4^+ + NH_2^-$$

Растворение одних и тех же соединений в соответствующих средах усиливает либо их донорную (основную), либо акцепторную (кислотную) функцию. Например, при растворении в воде HCl и HNO_3 образуются гидратированные ионы оксония и соответствующие анионы:

$$H_2O \ldots HCl \rightleftarrows OH_3^+ + Cl^-$$

$$\underset{\text{донор}}{H_2O} \ldots \underset{\text{акцептор}}{HNO_3} \rightleftarrows OH_3^+ + NO_3^-$$

Растворение тех же веществ в жидком аммиаке сопровождается образованием сольватированных ионов аммония и соответствующих анионов:

$$H_3N \ldots HCl \rightleftarrows NH_4^+ + Cl^-$$

$$\underset{\text{донор}}{H_3N} \ldots \underset{\text{акцептор}}{HNO_3} \rightleftarrows NH_4^+ + NO_3^-$$

Как видно из этих примеров, молекулы HCl и HNO_3 отдают протоны и поэтому выступают в качестве акцепторов электронных пар, т. е. являются кислотными соединениями. Молекулы же растворителя (воды и аммиака) присоединяют протоны и тем самым выступают в качестве доноров электронных пар, т. е. ведут себя как основные соединения. В результате донорно-акцепторного взаимодействия увеличивается концентрация положительных ионов (OH_3^+ — в воде, NH_4^+ — в жидком аммиаке) по сравнению с чистым растворителем. Сказанное позволяет сформулировать следующее частное определение кислот: *кислота — это соединение, при растворении которого увеличивается концентрация положительных ионов растворителя.*

Концентрация положительных ионов может увеличиваться также при растворении соединений, содержащих *оний*-ионы. К таким соединениям относятся производные оксония для водных сред (например, OH_3Cl, OH_3NO_3), производные аммония для жидкого аммиака (например, NH_4Cl, NH_4NO_3) и т. д. В этом случае увеличение концентрации положительных ионов растворителя не является результатом основно-кислотного взаимодействия, а связано с простой диссоциацией.

В соответствующих растворителях те же HCl и HNO_3 могут выступать как основные соединения. Так, в жидком фториде водорода молекулы HCl и HNO_3 присоединяют протон от молекул HF и поэтому выступают как доноры электронных пар, а молекулы HF по той же причине являются акцепторами электронных пар. В результате донорно-акцепторного взаимодействия увеличивается концентрация F^--ионов — отрицательных ионов растворителя — по сравнению с чистым жидким фторидом водорода. Например:

$$HNO_3 \ldots HF \rightleftarrows NO_3H_2^+ + F^-$$

$$\underset{\text{донор}}{HCl} \ldots \underset{\text{акцептор}}{HF} \rightleftarrows ClH_2^+ + F^-$$

Увеличение числа OH^--ионов (отрицательных ионов растворителя) в водных растворах происходит, например, при растворении аммиака:

$$\underset{\text{донор}}{H_3N} \ldots \underset{\text{акцептор}}{HOH} \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

На базе вышесказанного можно дать следующее определение основаниям: *основание — это соединение, при растворении которого увеличивается концентрация отрицательных ионов растворителя.*

Концентрация отрицательных ионов растворителя может увеличиваться также за счет растворения некоторых соединений, содержащих соответствующие радикалы. Из этих соединений лучше всего диссоциируют щелочи. В водных растворах щелочами являются гидроксиды — KOH, $Ba(OH)_2$; в жидком аммиаке к щелочам относятся дигидронитриды — KNH_2, $Ba(NH_2)_2$.

При взаимодействии кислот и оснований друг с другом образуются молекулы растворителя, т. е. протекает реакция нейтрализации. Например:

в воде: $KOH + OH_3Cl = KCl + 2H_2O$

в жидком H_3N: $KNH_2 + NH_4Cl = KCl + 2H_3N$

Степень и характер основно-кислотной ионизации в системе из двух соединений водорода (I) зависят от их донорно-акцепторной активности. Так, в ряду $HF—H_2O—H_3N$ в соответствии с уменьшением числа неподеленных электронных пар возрастает сродство к протону. Поскольку сродство к протону у H_3N больше (9,3 эВ), чем у H_2O (7,9 эВ), кислоты, слабые в водных растворах, в жидком аммиаке ионизируются в значительно большей степени. Например, HCN в воде — очень слабая кислота, а в жидком аммиаке ионизируется почти так же, как HNO_3 в воде. В жидком аммиаке кислотные свойства проявляют даже некоторые углеводороды. Вода при растворении в HF ведет себя как основание.

§ 4. Твердые растворы

Как и в индивидуальных кристаллических веществах, в твердых растворах атомы, ионы или молекулы удерживаются в кристаллической решетке силами межатомного, межионного или межмолекулярного взаимодействия. Но кристаллическую решетку твердого раствора образуют частицы двух или более веществ, размещенные друг относительно друга неупорядоченно. Иными словами, твердый раствор представляет собой смешанный кристалл. В зависимости от способа размещения частиц различают твердые растворы *замещения* и твердые растворы *внедрения*.

Твердые растворы замещения образуются в том случае, если кристаллические решетки компонентов однотипны и размеры частиц компонентов близки. Необходимым условием образования твердых растворов является также и известная близость химических свойств веществ (одинаковый тип химической связи). Так, в кристалле KCl ионы хлора могут быть постепенно замещены ионами брома, т. е. можно осуществить практически непрерывный переход вещества от состава KCl к составу KBr без заметного изменения устойчивости кристаллической решетки. Свойства образующихся твердых растворов непрерывно меняются от KCl к KBr. Ниже приведены примеры ионных, атомных, молекулярных и металлических твердых растворов замещения.

Кристаллическая решетка	Непрерывные ряды твердых растворов замещения
Ковалентная	Si—Ge, Se—Te
Ионная	KCl—KBr, $K_2SO_4—K_2BeF_4$
Металлическая	Ag—Au, Aú—Pt
Молекулярная	$Br_2—I_2$

Если размер частиц одного из компонентов не превышает $^2/_3$ размера частиц другого, то возможно образование твердых растворов внедрения путем проникновения меньших по размеру частиц в междоузлия кристаллической решетки, образованной более крупными частицами. Твердые растворы внедрения, например, образуются при совместной кристаллизации железа и углерода, при адсорбции некоторыми металлами водорода и т. д.

Образование твердых растворов из компонентов сопровождается (как и в случае жидких растворов) энергетическим эффектом, изменением общего объема, а также изменением ряда свойств исходных компонентов.

Твердые растворы чаще всего получают при кристаллизации жидких растворов. Так, твердый раствор Ag—Au образуется при кристаллизации жидкого сплава этих металлов; при совместной кристаллизации из водного раствора или из расплава получаются смешанные кристаллы KCl—KBr и т. д.

§ 5. Эвтектика

Вещества, плохо растворимые друг в друге в твердом состоянии, при кристаллизации их расплавов часто (при определенных соотношениях концентраций) образуют смесь мелких кристаллов компонентов, называемую *эвтектикой*. Эвтектика (по-гречески «легкоплавкий») характеризуется более низкой температурой плавления, чем температуры плавления ее компонентов. Например, температуры плавления Bi и Cd соответственно 271 и 321° C, тогда как их сплав, содержащий 40% Cd и 60% Bi, плавится при 144° C. Раствор, содержащий 23,4% NaCl и 76,6% H_2O, кристаллизуется лишь при —21,2° C. Эвтектическая смесь LiCl—KCl плавится при 350° C, а температуры плавления LiCl и KCl соответственно равны 614 и 776° C.

Глава 5
ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

§ 1. Термический анализ

В основе физико-химического анализа лежит исследование зависимости физических свойств системы от ее состава или внешних условий. Это позволяет обнаружить и изучить происходящие в системе химические изменения. Физико-химический анализ как метод исследования был предложен М. В. Ломоносовым. Этот метод широко использовал Д. И. Менделеев при изучении плотности растворов. Основополагающие теоретические и экспериментальные работы в области физико-химического анализа, превратившие его в самостоятельную научную дисциплину, принадлежат Н. С. Курнакову.

О химических превращениях в системе можно судить по характеру изменения разнообразных физических свойств — изменения температур плавления и кристаллизации, давления пара, вязкости, плотности, твердости, магнитных свойств, электрической проводимости системы в зависимости от ее состава. Результаты исследования обычно изображают в виде диаграммы состав — свойство (по оси абсцисс — состав, по оси ординат — свойство).

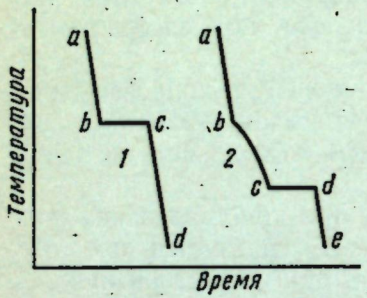


Рис. 79. Кривые охлаждения чистого вещества (*1*) и смеси двух веществ (*2*), образующих эвтектику

Из различных видов физико-химического анализа более часто применяют термический анализ. В ходе анализа строят и изучают *диаграмму плавкости*, которая выражает зависимость температуры плавления системы от ее состава.

Чтобы построить диаграмму плавкости, берут два чистых вещества и готовят из них смеси различного состава. Каждую смесь расплавляют и затем медленно охлаждают, отмечая через определенные промежутки времени температуру остывающего сплава. Таким образом получают кривую охлаждения. На рис. 79 приведены кривые охлаждения чистого вещества (*1*) и сплава (*2*). Переход чистого вещества из жидкого в твердое состояние сопровождается выделением теплоты кристаллизации, поэтому, пока вся жидкость не закристаллизуется, температура остается постоянной. Далее охлаждение твердого вещества идет равномерно.

При охлаждении расплава (раствора) кривая охлаждения имеет более сложный вид (рис. 79, кривая 2). В простейшем случае охлаждения расплава двух веществ вначале происходит равномерное понижение температуры, пока из раствора не начинают выделяться кристаллы одного из веществ. Так как температура кристаллизации раствора ниже, чем чистого растворителя, то кристаллизация одного из веществ из раствора начинается выше температуры кристаллизации раствора. При выделении кристаллов одного из веществ состав жидкого расплава изменяется и температура его затвердевания непрерывно понижается по мере кристаллизации. Выделяющаяся при кристаллизации теплота несколько замедляет ход охлаждения и поэтому, начиная с точки *b*, крутизна линии кривой охлаждения уменьшается. Наконец, когда расплав делается насыщенным относительно обоих веществ (точка *c*), начинается кристаллизация обоих веществ одновременно. Это отвечает появлению на кривой охлаждения горизонтального участка (*cd*). Когда кристаллизация заканчивается, наблюдается дальнейшее падение температуры.

На основании кривых охлаждения смесей разного состава строят диаграмму плавкости.

§ 2. Типы диаграмм плавкости

Наиболее типичные виды диаграмм плавкости приведены на рис. 80—84.

Система с эвтектической смесью. На рис. 80 показана диаграмма плавкости для веществ, которые неограниченно растворимы в жидком состоянии и нерастворимы в твердом состоянии. При медленном

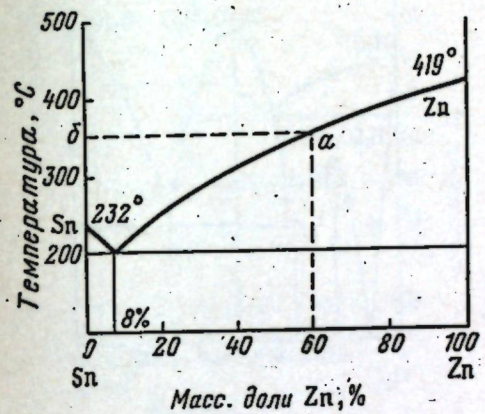


Рис. 80. Диаграмма плавкости системы с эвтектикой

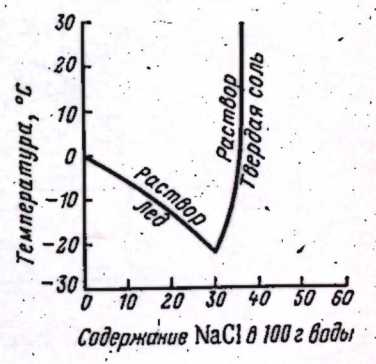


Рис. 81. Диаграмма плавкости системы H_2O—NaCl

охлаждении расплава цинка и олова вначале кристаллизуется либо цинк, либо олово. Например, при охлаждении раствора состава 60% Zn и 40% Sn в твердую фазу начинает выделяться цинк. Это происходит, когда будет достигнута температура кристаллизации цинка из расплава, отвечающая взятому составу (точка *a*). Поскольку растворы кристаллизуются при более низкой температуре, чем чистые жидкости (рис. 78), температура начала кристаллизации выделения цинка лежит ниже его точки кристаллизации (419° С). По мере выделения цинка и обогащения раствора оловом температура кристаллизации раствора все более понижается, и при эвтектическом составе (92% Sn и 8% Zn) раствор кристаллизуется как единое целое. Если охлаждению подвергнуть расплав состава 92% Sn и 8% Zn, то состав твердой фазы представляет собой чистую эвтектику. При других соотношениях компонентов расплава образуется смесь эвтектики и ранее выпавших более крупных кристаллов цинка или олова.

Аналогичную диаграмму плавкости имеют также системы солей (LiCl—KCl), простого вещества и соединения (Cu—CuO, Ni—NiS), воды и соли и др.

На рис. 81 показана диаграмма кристаллизации соли из водного раствора. Эвтектика в системе вода — соль называется *криогидратом*. Эвтектическая смесь в системе H_2O—NaCl (рис. 81)

соответствует содержанию 23,4% NaCl; температура ее кристаллизации —21,2° С. Так как лед плавится при 0° С, то любые криогидратные смеси плавятся ниже 0° С. Они используются для получения низких температур.

Система веществ, образующих химическое соединение. Если при сплавлении вещества образуют химическое соединение, то на

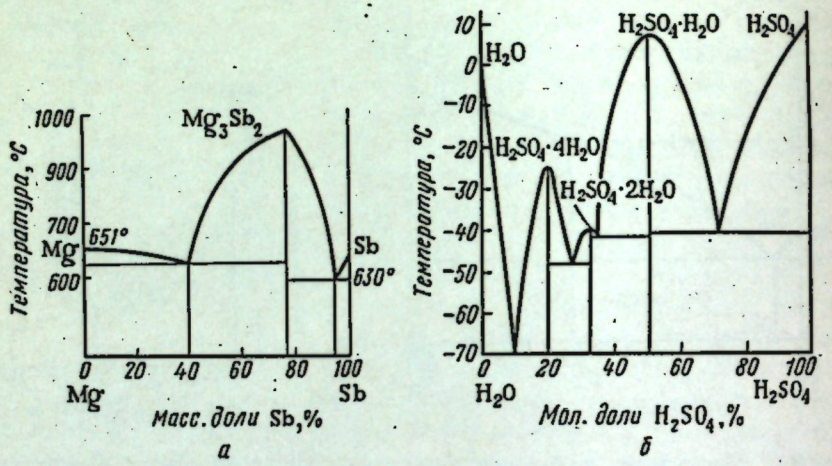


Рис. 82. Диаграмма плавкости системы с новым химическим соединением:
а — система Mg — Sb; *б* — система H_2O — H_2SO_4

диаграмме плавкости это отражается появлением максимума, отвечающего составу соединения (рис. 82, *а*). Так, в системе Mg—Sb максимум отвечает температуре плавления соединения Mg_3Sb_2. Рассматриваемая диаграмма представляет собой как бы сочетание диаграммы плавкости системы Mg—Mg_3Sb_2 и диаграммы плавкости системы Mg_3Sb_2—Sb.

Если на диаграмме плавкости имеется несколько максимумов, то это означает, что в системе существует несколько соединений. Так, на основании максимумов на диаграмме затвердевания в системе H_2O—H_2SO_4 следует сделать вывод, что в этой системе существуют соединения состава H_2SO_4, $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$ (рис. 82, *б*).

Если в системе образуется неустойчивое соединение, которое полностью разлагается еще до достижения температуры плавления, кривая плавкости претерпевает излом (рис. 83). Точка излома отвечает температуре распада соединения, а состав его может быть найден, если продолжить нижнюю ветвь кривой до ее максимума. Например, ход кривых в системе NaCl—$BeCl_2$ свидетельствует об образовании неустойчивого соединения, отвечающего составу Na_2BeCl_4.

Система веществ, образующих твердые растворы. Характерная особенность подобных систем заключается в том, что температура плавления твердого раствора данного состава не совпадает с температурой затвердевания жидкого раствора (расплава) того же состава. Поэтому на диаграмме плавкости наблюдаются две кривые (рис. 84): верхняя отражает температуры затвердевания расплава, нижняя — температуры плавления твердого раствора. На рисунке начало плавления твердого раствора с содержанием 60% Au соответствует точке *в*, а начало затвердевания расплава того же состава — точке *г*.

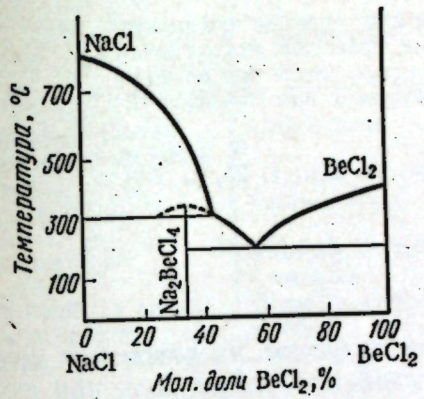


Рис. 83. Диаграмма плавкости системы с неустойчивым химическим соединением

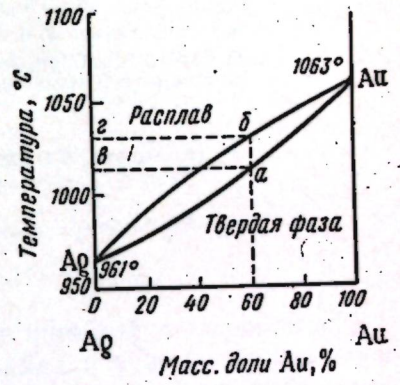


Рис. 84. Диаграмма плавкости твердого раствора

Приведенные три главные диаграммы плавкости отвечают простейшим случаям. Чаще, однако, встречаются диаграммы более сложной формы, сочетающие признаки, свойственные отдельным простейшим диаграммам.

Особо важное значение термический анализ имеет для изучения металлических сплавов.

Раздел IV

МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Надо было исследовать предметы, прежде чем можно было приступить к исследованию процессов. Надо сначала знать, что такое данный предмет, чтобы можно было заняться теми изменениями, которые с ним происходят.

Ф. Энгельс
(К. Маркс, Ф. Энгельс. Соч. 2-е изд., т. 21, с. 303)

Информацию о строении вещества получают на основании изучения его физических и химических свойств. Особую роль при изучении структуры играют исследования спектров поглощения и испускания, дифракции различных излучений, магнитных и электрических взаимодействий, механических, термических, электрических и других характеристик веществ.

Окончательное заключение о строении вещества делают после сопоставления и взаимной проверки информации, полученной разными методами.

Глава 1

СПЕКТРОСКОПИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ

§ 1. Электромагнитный спектр и атомные или молекулярные процессы

Спектры электромагнитного излучения, испускаемого, поглощаемого и рассеиваемого веществом, изучает раздел физики — *спектроскопия*. Квант поглощаемой или испускаемой веществом энергии соответствует изменению энергии при каком-либо единичном акте атомного или молекулярного процесса (табл. 11). Наиболее коротковолновое излучение (γ-излучение) соответствует ядерным процессам. Квантовые переходы внутренних электронов атомов и молекул сопровождаются рентгеновским излучением. Электромагнитное излучение ультрафиолетовой и видимой области спектра отвечает квантовым переходам внешних (валентных) электронов. Колебанию атомов в молекулах отвечает инфракрасное излучение, вращению молекул — дальнее инфракрасное излучение, спиновому переходу электронов и ядер — радиоизлучение.

По диапазонам изучаемых волн электромагнитного излучения различают: *гамма-спектроскопию*, *рентгеновскую*, *оптическую* и

Таблица 11

Атомные или молекулярные процессы и электромагнитный спектр*

Процесс	Спектральная область излучения	Длина волны λ, см	Волновое число $\tilde{\nu}=1/\lambda$, $см^{-1}$	Энергия квантов излучения $\Delta E = h\nu$, эВ
Ядерные реакции	γ-Излучение	10^{-10}	10^{10}	$1{,}24 \cdot 10^{9}$
Переходы электронов:				
внутренних	Рентгеновское	10^{-9}—10^{-7}	10^{9}—10^{7}	$1{,}24 \cdot 10^{5}$—$1{,}24 \cdot 10^{3}$
внешних	Ультрафиолетовое и видимое	10^{-6}—10^{-4}	10^{6}—10^{4}	124—1,24
Колебания атомов в молекулах	Ближнее инфракрасное	10^{-3}	10^{3}	0,124
Вращение молекул	Дальнее инфракрасное	10^{-2}	10^{2}	0,0124
Спиновые переходы:				
электронов	Радиоизлучение	10^{-1}—10^{3}	10—10^{-2}	$1{,}24 \cdot 10^{-3}$
ядер		10^{3}—10^{5}	10^{-3}—10^{-5}	$1{,}24 \cdot 10^{-9}$

* Электромагнитное излучение может быть охарактеризовано либо волновыми, либо энергетическими параметрами. К первым относятся длина волны λ, частота колебания ν и волновое число $\tilde{\nu}$. Волновое число показывает, сколько волн данной длины укладывается в 1 см; измеряется $\tilde{\nu}$ в $см^{-1}$.

радиоспектроскопию. Оптическая спектроскопия в свою очередь подразделяется на спектроскопию видимого излучения, инфракрасную спектроскопию и ультрафиолетовую.

§ 2. Рентгеновская спектроскопия

Рентгеновское излучение возникает за счет квантовых переходов внутренних электронов атомов. Последнее становится возможным в результате облучения вещества потоком электронов высокой энергии или жесткими рентгеновскими лучами, при котором происходит вырывание электронов из внутренних электронных слоев. На освободившиеся орбитали переходят электроны из более далеких от ядра слоев (рис. 85), что и сопровождается выделением квантов рентгеновского излучения.

Поскольку квантовые переходы электронов в атомах разных элементов отличаются по энергии, рентгеновское излучение зависит от строения атома. Эту зависимость выражает закон Мозли (рис. 86): корни квадратные из обратных значений длин волн находятся в линейной зависимости от порядковых номеров элементов:

$$\sqrt{1/\lambda} = a\,(Z - b),$$

где λ — длина волны; Z — порядковый номер элемента; a и b — константы, одинаковые для аналогичных линий данной серии рентгеновского излучения (например, K_α, L_α, M_α).

Открытие этой зависимости Мозли (1913) сыграло важную роль при выяснении строения атома (в частности, подтвердило его слоистое строение), позволило определить экспериментально порядковый номер элемента и подтвердило правильность расположения элементов в периодической системе Д. И. Менделеева. Установленная Мозли зависимость позволила рассчитать рентгеновские спектры в то время еще неизвестных и открытых лишь впоследствии элементов — гафния, рения и др.

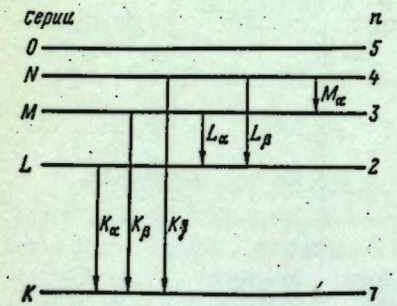


Рис. 85. Схема возникновения рентгеновских спектров. n — главное квантовое число

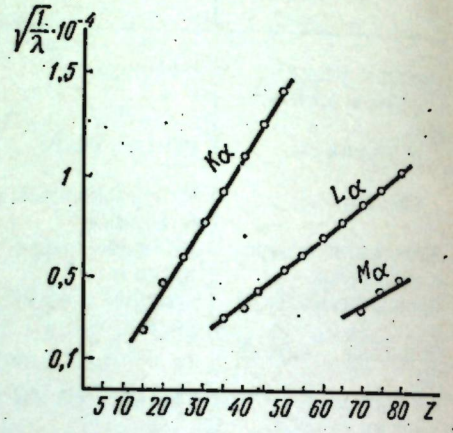


Рис. 86. Зависимость длин волн рентгеновского излучения от атомного номера элемента

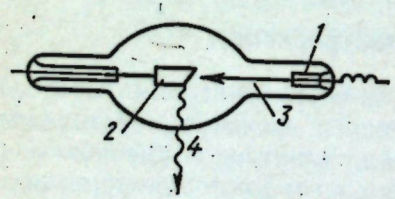


Рис. 87. Схема рентгеновской трубки

Для получения рентгеновского спектра (рис. 87) поток электронов *3* из катода *1* направляют на антикатод *2* рентгеновской трубки.

Антикатод делают из простого вещества, спектр которого хотят исследовать, или же на платиновый антикатод наносят какое-либо соединение исследуемого элемента. Возникающее рентгеновское излучение *4* антикатода направляют через кристалл (играющий роль дифракционной решетки) на фотографическую пластинку. После проявления на ней выступают линии спектра. В настоящее время рентгеновские спектры чаще всего получают, возбуждая вещество жесткими рентгеновскими лучами.

Анализ рентгеновского спектра (рентгеноспектральный анализ) используется для качественного и количественного (по интенсивности линий в спектре) определения элементов в материалах сложного состава.

Рентгеноспектральный метод позволяет определить эффективные заряды атомов, а следовательно, и тип химической связи в соединениях. Для этого сравнивают расположение линий рентгеновского спектра свободных атомов и их соединений. Если атом в соединении имеет соответствующий эффективный заряд δ, то линии спектра оказываются смещенными по сравнению со спектрами свободного атома. По величине смещения спектральных линий соответствующими методами расчета определяют δ. В табл. 12 приведены полученные таким путем значения эффективных зарядов атомов для некоторых соединений.

Значения эффективных зарядов, полученные различными методами, расходятся. Однако имеющиеся значения δ свидетельствуют о том, что атомы в соединениях высоких зарядов не имеют и чисто ионных соединений не существует.

Таблица 12

Эффективные заряды δ атомов некоторых соединений

Вещество	Атом и его степень окисления	δ	Вещество	Атом и его степень окисления	δ
HCl	H(I)	+0,18	$CrCl_2$	Cr(II)	+1,9
NaF	Na(I)	+0,58	$CrCl_3$	Cr(III)	+1,2
NaCl	Na(I)	+0,92	$[Cr(NH_3)_6]Cl_3$	Cr(III)	+1,2
NaBr	Na(I)	+0,83	K_2CrO_4	Cr(VI)	+0,2
NaI	Na(I)	+0,75	$K_2Cr_2O_7$	Cr(VI)	+0,1
$MgCl_2$	Mg(II)	+1,5	$KMnO_4$	Mn(VII)	+0,3
$MgBr_2$	Mg(II)	+1,38	$CaSO_4$	S(VI)	+0,4
MgO	Mg(II)	+1,01	$KClO_3$	Cl(V)	+0,7
MgS	Mg(II)	+1,05	$K_3[Fe(CN)_6]$	Fe(III)	+1,0
SiO_2	Si(IV)	+1,97	OsO_2	Os(IV)	+0,8
SiS_2	Si(IV)	+1,69	$K_2[OsO_2]$	Os(VI)	+0,8
$Co(NO_3)_2$	Co(II)	+1,2	$K[OsO_3N]$	Os(VIII)	+1,0

§ 3. Оптическая спектроскопия

Спектры молекул значительно сложнее, чем спектры атомов, и состоят не из отдельных линий (см. рис. 6), а из полос (рис. 88). Сложность молекулярных спектров обусловлена тем, что в молекуле наряду с движением электронов относительно ядер происходит колебательное движение самих ядер и вращательное движение молекулы как целого. Этим трем видам движения — квантовым переходам — соответствуют электронный, колебательный и вращательный спектры (см. табл. 11).

Наибольшую величину имеют энергии электронных переходов (1—100 эВ); изменение энергии электронов находит свое выражение

в видимой и ультрафиолетовой областях спектра. Энергии колебательных переходов (10^{-1}—10^{-2} эВ) соответствует излучение (поглощение) в ближней инфракрасной области. Наименьшую величину имеют энергии вращательных переходов молекул (10^{-3}—10^{-5} эВ); им соответствует излучение или поглощение в дальней инфракрасной или даже в области радиочастот (см. табл. 11).



Рис. 88. Спектр испускания молекул азота в близкой ультрафиолетовой области

При возбуждении молекулы в ней происходят сложные энергетические изменения (рис. 89): электроны переходят с одного уровня на другой, одновременно изменяется и система возможных колебательных и вращательных уровней. Это усложняет спектр и образует ту характерную структуру полосатых спектров, которая резко отличает молекулярные спектры от линейчатых спектров атомов.

При исследовании молекулярных спектров поглощения (рис. 90) луч света направляется в монохроматор *2* (призма или дифракционная решетка) для разложения в спектр. Пучки монохроматического излучения соответствующей длины волны далее пропускаются параллельно через пустую (или заполненную растворителем) кювету *4* и через кювету *3*, наполненную исследуемым веществом (или его раствором в том же растворителе). Оба пучка попадают в приемник

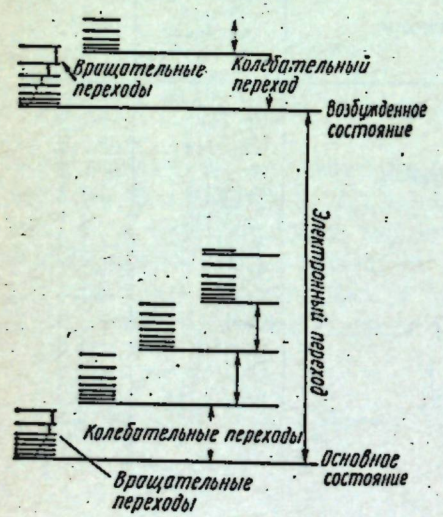


Рис. 89. Схема электронных, колебательных и вращательных энергетических уровней двухатомной молекулы

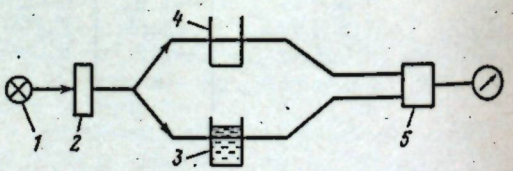


Рис. 90. Схема спектрального прибора

5, где сравниваются по интенсивности. Такой процесс повторяют для различных новых длин волн по всему интервалу измерения. В современных приборах спектр с помощью радиотехнических схем автоматически регистрируется в виде кривой (рис. 91). По оси ординат откладывается количество поглощенного (пропущенного) света данной энергии, по оси абсцисс — энергия квантов, выражаемая длиной волны, частотой колебания или волновым числом.

Спектроскопия видимого и ультрафиолетового излучения. Изучение электронных переходов производится с помощью видимого и ультрафиолетового излучения. Это дает возможность определить

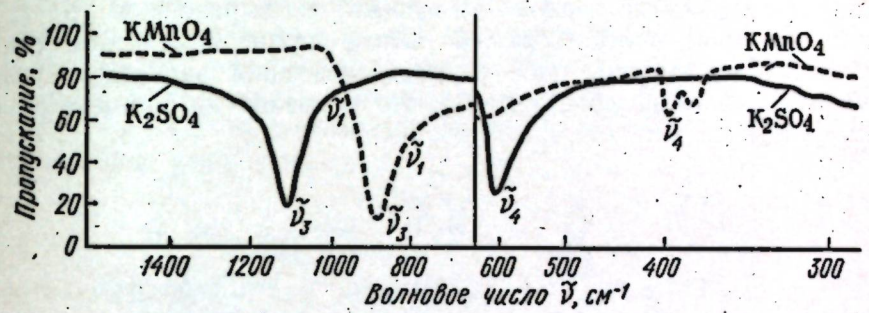


Рис. 91. Инфракрасные спектры K_2SO_4 и $KMnO_4$

энергию орбиталей молекулы, ее энергию ионизации и энергию химической связи. Последнюю определяют при действии излучения, вызывающего диссоциацию молекул. На рис. 92 показан спектр поглощения паров иода. При длине волны поглощаемого света 499,5 нм наблюдается переход полосатого спектра в сплошной, что как раз и соответствует процессу диссоциации молекулы иода. Зная λ, при которой происходит диссоциация, нетрудно вычислить энергию диссоциации, а следовательно, и энергию связи. Энергии некоторых химических связей приведены в табл. 13.

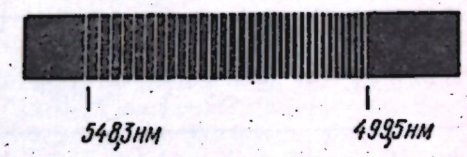


Рис. 92. Спектр поглощения паров иода

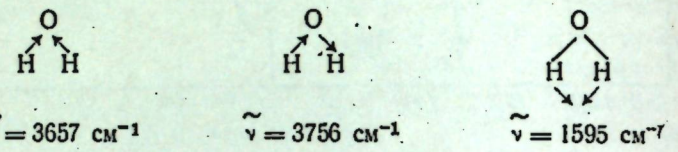
Таблица 13

Энергия некоторых межатомных связей

Связь	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Энергия связи, кДж/моль
Li—Li	99,0	Br—Br	199,0	H—Br	363,5
Na—Na	71,1	I—I	150,7	H—OH	498,7
K—K	53,6	N≡N	940,3	O—H	427,8
H—H	435,1	H—F	565,7	C—H	415
F—F	159	H—Cl	431,6	Hg—Hg	7,5
Cl—Cl	242,6				

Инфракрасная спектроскопия (ИКС). С помощью инфракрасных лучей исследуют колебательный спектр молекул. Частоту колебаний определяют главным образом масса колеблющихся атомов и их группировок и жесткость химической связи. Последняя характеризуется так называемой *силовой постоянной k*, выражаемой в Н/м.

Атомы могут колебаться либо вдоль линии химической связи (валентные колебания), либо за счет изменения валентных углов (деформационные колебания), как это показано на примере молекулы воды:



Исходя из частот валентных колебаний, можно вычислить силовые постоянные. Последние зависят от природы связанных атомов и от кратности связи (табл. 14).

Таблица 14

Волновые числа и силовые постоянные валентных колебаний ряда молекул

Молекула	Волновое число $\tilde{\nu}$, см$^{-1}$	Силовая постоянная k, Н/м	Молекула	Волновое число $\tilde{\nu}$, см$^{-1}$	Силовая постоянная k, Н/м
H_2	4395,2	573,4	F_2	892	718,6
D_2	3118,4	576,8	Cl_2	564,9	328,6
HF	4138,5	965,5	I_2	214,6	172,1
HCl	2989,7	515,7	O_2	1580,4	1177
HBr	2649,7	411,8	N_2	2359,6	2296
HI	2309,5	314,1	CO	2170,2	1902

Как видно из приведенных в табл. 14 примеров, значения силовых постоянных у молекул с кратными связями (N_2, CO, O_2) значительно выше, чем у молекул с одинарными связями.

Присутствие в ИК-спектре неизвестного соединения линий, характерных для соответствующих атомных группировок (C=O, O—H и др.), позволяет высказать предположение о составе и структуре соединений.

Энергия вращательных переходов зависит от массы и формы молекул. Отсюда изучение вращательных спектров (длинноволнового инфракрасного и радиоволн) позволяет судить о пространственной структуре молекул, о межъядерных расстояниях и валентных углах.

§ 4. Радиоспектроскопия

Среди радиоспектроскопических методов большое значение имеют методы магнитной радиоспектроскопии — *ядерный магнитный резонанс* (ЯМР) и *электронный парамагнитный резонанс* (ЭПР). Эти методы основаны на том, что в веществе, помещенном в сильное магнитное поле, индуцируются энергетические уровни ядер (ЯМР) и электронов (ЭПР), отвечающие изменению спина ядра или спина электрона. Спиновые энергетические переходы соответствуют поглощению квантов радиоволн.

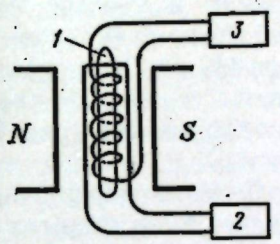


Рис. 93. Схема радиоспектроскопа для ЯМР: *1* — ампула образца; *2* — радиогенератор; *3* — детектор

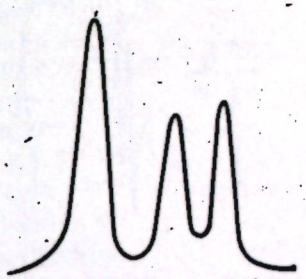


Рис. 94. Кривая поглощения ЯМР (протонов) этилового спирта

В экспериментах по ядерному магнитному резонансу (рис. 93) исследуемое вещество *1* помещают в резонатор, который расположен между полюсами электромагнита. Через резонатор пропускают радиосигналы, интенсивность которых отмечается регистрирующим прибором *3*. При проведении исследования частоту радиоволн поддерживают постоянной, а напряженность магнитного поля постепенно повышают.

При определенной напряженности магнитного поля создаются условия для спинового перехода ядер. Этому моменту соответствует поглощение веществом энергии радиоволн, что и отмечается регистрирующим прибором.

Результат исследования регистрируется в виде кривой поглощения (рис. 94), которая выражает зависимость поглощения излучения от напряженности магнитного поля. Спиновые переходы ядра зависят от состояния электронной оболочки атома. Поэтому разные молекулы и разные атомные группировки в них поглощают при разной напряженности магнитного поля. Анализ формы и положения пиков на кривой поглощения позволяет делать заключение о структуре соединений. Так, анализ кривой поглощения этилового спирта показывает, что пики (рис. 94) отвечают спиновым переходам протонов соответственно атомных группировок CH_3, CH_2 и OH. Таким путем подтверждается строение молекулы C_2H_5OH.

В методе электронного парамагнитного резонанса (ЭПР) используется резонансное поглощение излучения электронами. Метод

ЭПР применяется для исследования парамагнитных веществ, т. е. имеющих непарные электроны. Этот метод широко используется для обнаружения и определения концентрации свободных радикалов и ионов в растворах, для установления характера химической связи в комплексных соединениях и т. д.

Метод ЭПР применяется для изучения механизма химических реакций. Так, при исследовании реакции взаимодействия водорода с кислородом обнаруживаются спектры, приведенные на рис. 95. Это подтверждает, что реакция между H_2 и O_2 протекает по цепному механизму через образование и участие в реакции свободных радикалов. При замене H_2 на D_2 в спектре появляются сигналы, характерные для атомов дейтерия и радикалов OD.

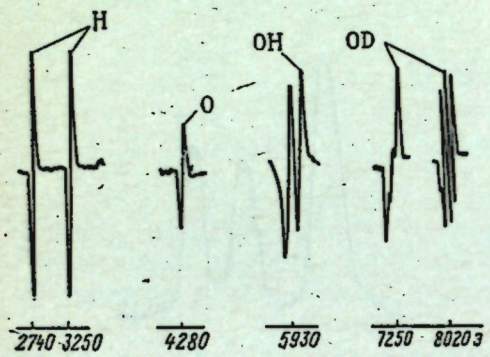


Рис. 95. Спектры ЭПР атомов H и O, свободных радикалов OH, OD

Явление парамагнитного резонанса было открыто в Казани Е. К. Завойским (1944). Явление ядерного магнитного резонанса обнаружили американские физики Перселл и Блох (1946).

§ 5. Гамма-спектроскопия

Гамма-спектроскопия основана на эффекте резонансного поглощения атомными ядрами γ-квантов (*эффект Мессбауэра*). При радиоактивном распаде ядер образуются изотопы в возбужденном состоянии. Их переход в основное состояние сопровождается γ-излучением. Невозбужденные атомные ядра в свою очередь могут поглощать γ-кванты и переходить в возбужденное состояние. Однако это явление возможно лишь в строго определенных условиях. Например, γ-излучение возбужденных ядер ^{57}Fe одной металлической пластинки может поглощать невозбужденные ядра ^{57}Fe другой пластинки. Если же источник и приемник γ-лучей находятся в разных соединениях (например, источник ^{57}Fe в металле, а поглотитель — в кристалле $FeCl_2$), то поглощение γ-лучей наблюдаться не будет.

Это объясняется тем, что энергия ядерных переходов зависит от распределения электронной плотности вокруг ядра, т. е. в зависимости от вида соединения для возбуждения ядерных переходов требуются различные энергии. Однако поскольку влияние природы химического окружения атома на смещение ядерных энергетических уровней сравнительно мало, можно добиться резонансного поглощения γ-квантов, несколько изменив их энергию. Для этого достаточно перемещать источник (или поглотитель) γ-излучения относительно приемника (источника) излучения. В этом случае энергия

γ-квантов увеличивается или уменьшается на величину кинетической энергии. При некоторой скорости движения начинается резонансное поглощение, т. е. наблюдается эффект Мессбауэра. Понятно, что эффект Мессбауэра можно наблюдать лишь для изотопов, для которых возможны обусловленные γ-излучением ядерные переходы.

Установка для изучения γ-поглощения (рис. 96) состоит из контейнера с источником излучения *1* (например, ядер ^{57}Fe, ^{119}Sn, ^{129}I, ^{129}Xe, ^{40}K и др.), контейнера с исследуемым образцом *2* — поглотителем излучения и регистратора прошедшего через поглотитель γ-излучения *3*. На рис. 97 показаны γ-резонансные спектры поглощения некоторых соединений олова. По оси абсцисс отложена скорость движения источника γ-излучения, по оси ординат — относительная интенсивность прошедшего через поглотитель излучения. Сравнение вида спектрограмм и величин скоростей движения позволяет сделать вывод об увеличении в ряду SnI_4—$SnBr_4$—$SnCl_4$ степени возбуждения атома Sn, т. е. усиления в этом ряду степени ионности связи.

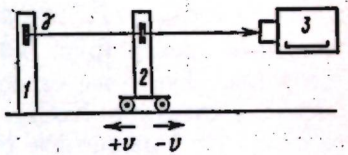


Рис. 96. Схема установки для изучения поглощения γ-излучения

Рассмотрим еще один пример использования γ-резонансной спектроскопии. На рис. 98 показаны γ-спектры молекул $XeCl_4$ и XeF_4. Тетрахлорид ксенона получить обычными химическими методами

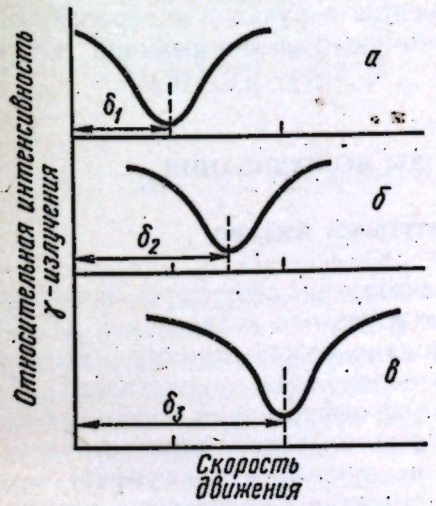


Рис. 97. γ-Резонансный спектр поглощения SnI_4 (*а*), $SnBr_4$ (*б*) и $SnCl_4$ (*в*). Источник резонансного излучения ^{119}Sn в соединении SnO_2

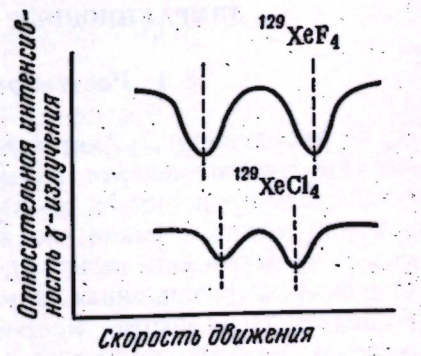
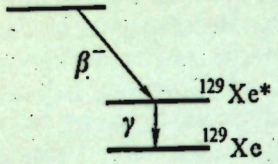


Рис. 98. γ-Резонансные спектры молекул $XeCl_4$ и XeF_4

не удается. Но он образуется при радиоактивном распаде атома иода ^{129}I иона ICl_4^- (например, в соединении $KICl_4$):

^{129}I ($T_{1/2}$=1,6·10^7 лет)



$$^{129}_{53}I \rightarrow {}^{129}_{52}Xe + \beta^- + \gamma$$

или

$$ICl_4^- \rightarrow XeCl_4 + \beta^- + \gamma$$

Образующиеся при этом возбужденные ядра ^{129}Xe за счет γ-излучения переходят в основное состояние. Это позволяет снять γ-резонансный спектр (рис. 98). Известно, что ион ICl_4^- имеет квадратное строение. Такое же строение установлено для молекулы XeF_4. Сравнение γ-спектров $XeCl_4$ и XeF_4 (рис. 98) позволяет сделать вывод о том, что квадратное строение сохраняется и после превращения иона ICl_4^- в молекулу $XeCl_4$. Аналогичное исследование позволило обнаружить оксиды XeO_3 и XeO_4, образующиеся при γ-распаде изотопа ^{129}I соединения KIO_3 и KIO_4 соответственно:

$$IO_3^- \rightarrow XeO_3 + \beta^- + \gamma$$

$$IO_4^- \rightarrow XeO_4 + \beta^- + \gamma$$

Таким образом, гамма-спектроскопия позволяет оценить характер распределения электронной плотности в соединении, выяснить его строение. Важна роль этого метода исследования для установления концентрации и состояния элементов в рудах и минералах, для установления промежуточных стадий прохождения реакций и т. д.

Глава 2

ДИФРАКЦИОННЫЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ

§ 1. Рентгеноструктурный анализ

В дифракционных методах исследования структуры используются рентгеновские лучи, поток электронов или нейтронов с длиной волны того же порядка, что и расстояния между атомами в молекулах или между атомами, ионами и молекулами в кристаллах. Поэтому, проходя через вещество, эти лучи дифрагируют. Возникающая при этом дифракционная картина строго соответствует структуре исследуемого вещества. Рентгеновские лучи (рентгенография) чаще всего применяют для исследования структуры кристаллов, электроны (электронография) — для исследования газов и кристаллов; нейтроны (нейтронография) — для исследования жидкостей и твердых гел.

Установка для рентгенографического исследования структуры кристаллов показана на рис. 99, *а*. Рентгеновские лучи из рентгеновской трубки *1* направляются через диафрагму на кристалл *2*. Проходя через кристалл, рентгеновские лучи отражаются от узлов решетки (электронных оболочек атомов, ионов или молекул), отклоняются и интерферируют. Дифракционная картина воспроизводится на фотопленке *3* в виде совокупности пятен — максимумов интерференции рентгеновских лучей (рис. 99, *б*).

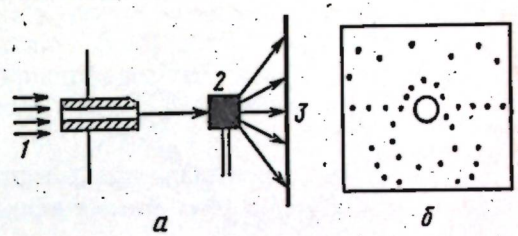


Рис. 99. Схема рентгеновского исследования кристаллов (*а*) и рентгенограмма (*б*)

Изображение на фотопленке — *рентгенограмма* — по сути дела представляет собой своеобразную проекцию элементов кристаллической решетки на фотопленку. По положению пятен на рентгенограмме устанавливают пространственное расположение частиц в кристалле. Расшифровка рентгенограммы позволяет определить параметры кристаллической решетки, межъядерные расстояния и эффективные радиусы образующих кристалл частиц.

В зависимости от метода рентгеноструктурного исследования рентгенограммы выглядят по-разному, например, они могут иметь вид

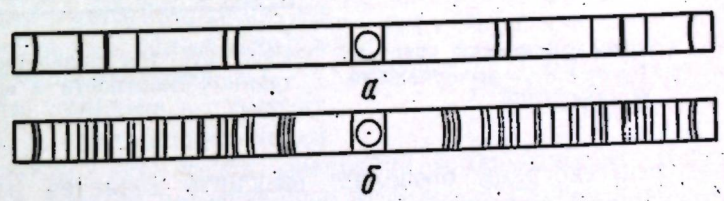


Рис. 100. Рентгенограммы алмаза (*а*) и графита (*б*)

совокупности концентрических линий и полос (рис. 100). Как видно на рентгенограммах алмаза и графита (рис. 100), число и характер расположения линий и полос резко отличаются, что объясняется хорошо известным резким различием в структуре этих аллотропных модификаций углерода.

В последнее время созданы рентгеновские установки, автоматически расшифровывающие рентгенограммы и даже воспроизводящие стереоскопический чертеж структуры исследуемого вещества. Для этого с помощью фотоэлемента регистрируются рентгеновские лучи, претерпевшие дифракцию на кристаллической решетке исследуемого вещества. Импульсы фотоэлемента автоматически кодируются и вводятся в электронно-вычислительную машину. На основании этой информации машина создает модель одной из возможных структур и затем делает обратный расчет, т. е. по структуре рассчитывает рентгенограмму. В случае несовпадения рассчитанной и эксперимен-

тальной рентгенограмм в модель автоматически вносятся определенные изменения и обратный расчет повторяется. И так до тех пор, пока не достигается максимально возможное соответствие между рентгенограммой и моделью. Последнюю затем можно видеть на экране электронно-лучевой трубки или же ЭВМ вычерчивает стереоскопический чертеж (рис. 101).

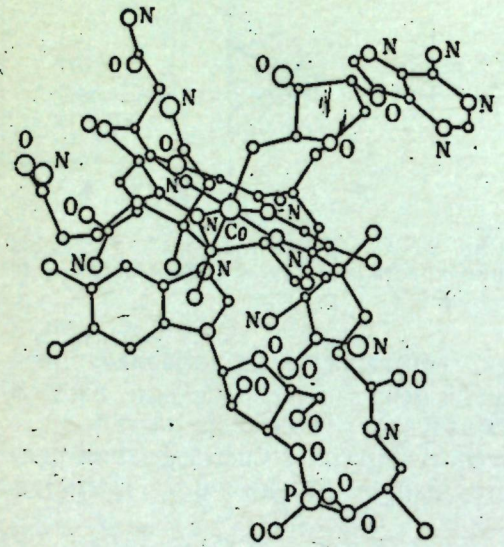


Рис. 101. Стереоскопический чертеж молекулы витамина B_{12}, вычерченный компьютером

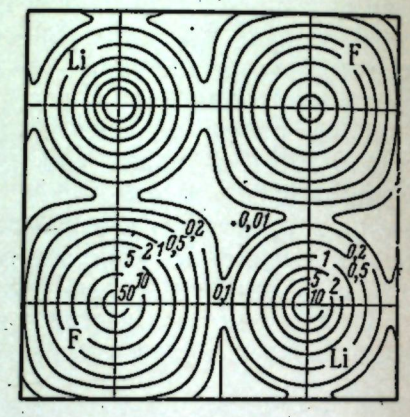


Рис. 102. Распределение электронной плотности в кристалле LiF

Анализ рентгенограмм позволяет выяснить характер распределения электронной плотности в кристалле. Таким путем узнают, являются ли исследуемые кристаллы ионными, ковалентными или молекулярными. На рис. 102 показано распределение электронной плотности в кристалле LiF. Характер расположения кривых равной электронной плотности (заряд электрона на единицу объема) свидетельствует о преимущественном проявлении ионной связи. Минимум электронной плотности можно считать границей между атомами Li и F.

Атомные и ионные радиусы. Условно принимая, что атомы и ионы имеют форму шара, можно считать, что межъядерное расстояние d равно сумме радиусов двух соседних частиц. Очевидно, если обе частицы одинаковы, радиус каждой равен $^1/_2\,d$. Так, межъядерное расстояние в металлическом кристалле натрия $d = 0{,}320$ нм. Отсюда металлический атомный радиус натрия равен 0,160 нм. Межъядерное расстояние в молекуле Na_2 составляет 0,308 нм, т. е. ковалентный радиус атома натрия равен 0,154 нм. Таким образом, атомные радиусы одного и того же элемента зависят от типа химической связи. Величины ковалентных радиусов зависят также от порядка химической связи. Например, при одинарной, двойной и тройной связи ковалентные радиусы атома углерода равны 0,077, 0,067 и 0,060 нм.

Эффективные радиусы атомов и ионов в соединениях определяют по разности межъядерного расстояния и известного эффективного радиуса одной из частиц. Так, разными методами установлено, что ионный радиус иона F^- составляет 0,133 нм. С другой стороны, расшифровка рентгенограмм кристалла NaF дает значение $d = 0{,}231$ нм. Следовательно, радиус иона Na^+ равен 0,098 нм.

§ 2. Электронографический и нейтронографический методы

На рис. 103 показана принципиальная схема электронографа для изучения молекул газов. Поток электронов, образующихся при сильном нагревании металлической нити *2* и ускоренных разностью потенциалов *3*, проходит через камеру. В камеру подается некоторое количество молекул исследуемого вещества *1*. Встречаясь с молекулами, электроны дифрагируют. Результат дифракции регистрируется на фотографической пластинке в виде *электронограммы*.

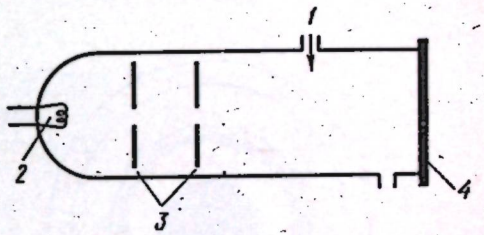


Рис. 103. Схема электронографа: *1* — пары исследуемого вещества; *2* — источник электронов; *3* — устройство, ускоряющее электроны; *4* — фотопластинка

Электронограмма состоит (рис. 104) из центрального пятна и окружающих его колец различной интенсивности. Центральное пятно обусловлено нерассеянным пучком электронов, а кольца возникают за счет электронов, рассеянных под соответствующими углами к первоначальному направлению пучка. Характер колец и их интенсивность зависят от строения исследуемых молекул. Соответствующие методы расшифровки дают возможность установить форму

Таблица 15

Структура некоторых молекул

Молекула	Длина связи, нм		Валентный угол		Форма молекулы
Cl_2	ClCl	0,200	—		Гантельная
SO_3	SO	0,143	OSO	120°	Плоская треугольная
BF_3	BF	0,130	FBF	120°	» »
$COCl_2$	CCl	0,174	ClCCl	112°30′	» »
	CO	0,117			
PBr_3	PBr	0,218	BrPBr	101°	Пирамидальная
P_4	PP	0,221	PPP	60°	Тетраэдрическая
CCl_4	CCl	0,175	ClCCl	109°28′	»
CS_2	CS	0,155	SCS	180°	Линейная

молекулы, взаимное расположение в ней атомов, валентные углы и межъядерные расстояния. Результаты электронографического определения структуры некоторых молекул приведены в табл. 15.

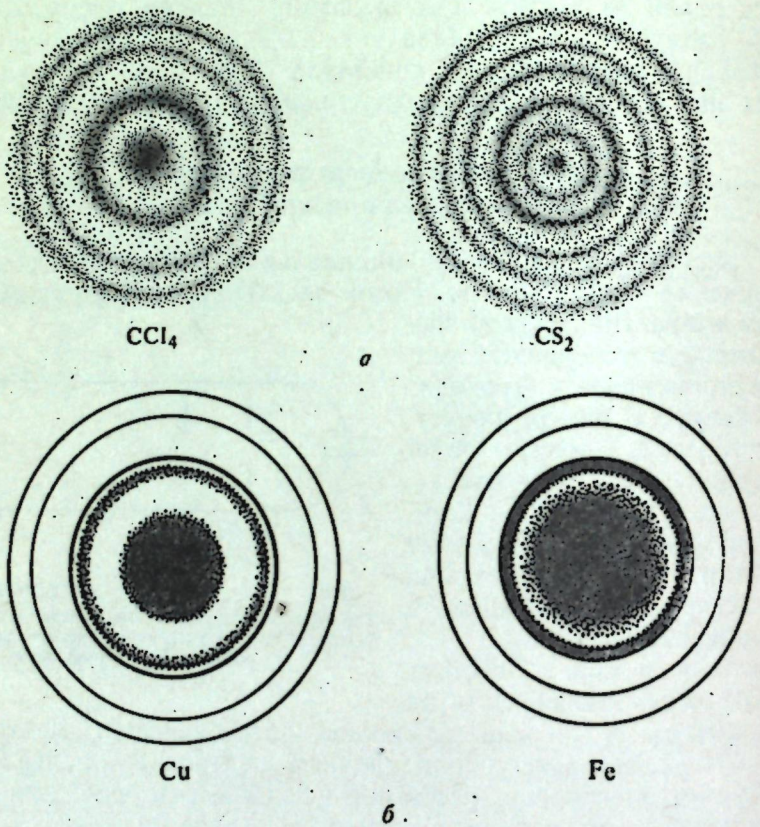


Рис. 104. Электронограммы газов (*а*) и кристаллов (*б*)

Электронные лучи применяются также для изучения строения кристаллов. Изучаемое вещество наносят очень тонким слоем на пленку, которую просвечивают электронными лучами. Приведенные на рис. 104, *б* электронограммы фольги меди и железа показывают отличие в структурах меди (решетка гранецентрированного куба) и железа (решетка объемноцентрированного куба).

Для исследования структуры кристаллов и жидкостей применяется также нейтронография. Преимущество нейтронографии по сравнению с другими дифракционными методами исследования заключается в возможности установить пространственное положение атомов водорода, что особенно ценно при изучении биологических объектов и помогает решению фундаментальных проблем молекулярной биологии.

Глава 3
ИССЛЕДОВАНИЕ ОТНОШЕНИЯ ВЕЩЕСТВ К МАГНИТНЫМ И ЭЛЕКТРИЧЕСКИМ ПОЛЯМ

§ 1. Магнитные измерения

По отношению к внешнему магнитному полю различают *диамагнитные* и *парамагнитные* вещества. Диамагнитные вещества оказывают прохождению магнитных силовых линий большее сопротивление, чем вакуум, и поэтому внешнее магнитное поле их выталкивает. Парамагнитные вещества, напротив, проводят магнитные силовые линии лучше, чем вакуум, и поэтому магнитное поле втягивает такие вещества.

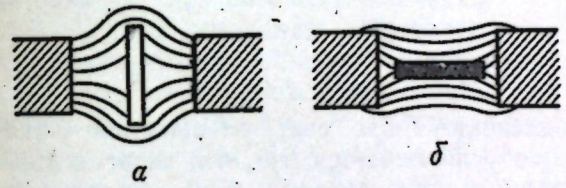


Рис. 105. Поведение в магнитном поле диа- (*а*) и парамагнитных (*б*) веществ

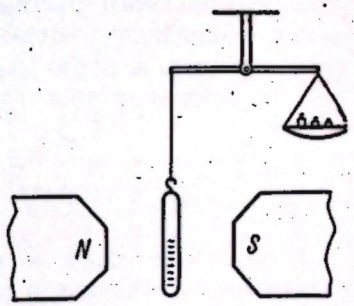


Рис. 106. Определение магнитной восприимчивости

Помещенные между полюсами сильного магнита, первые ориентируются перпендикулярно силовым линиям (рис. 105, *а*), вторые — вдоль силовых линий (рис. 105, *б*).

Столь различное поведение диа- и парамагнитных веществ обусловлено различным характером их внутренних магнитных полей. Как известно, вращение электронов вокруг оси создает магнитное поле, характеризуемое спиновым магнитным моментом. Если в веществе магнитные поля электронов взаимно замкнуты (скомпенсированы) и их суммарный момент равен нулю, то вещество является диамагнитным. Если же магнитные поля электронов не скомпенсированы и вещество имеет собственный магнитный момент, то оно является парамагнитным. Так, атом водорода, имеющий один электрон, парамагнитен. Молекула же H_2 диамагнитна, так как при образовании химической связи происходит взаимная компенсация спинов электронов.

Отношение веществ к внешнему магнитному полю можно исследовать с помощью установки, изображенной на рис. 106. Находящееся в стеклянной ампуле вещество тарируют на весах. Включают электромагнит и определяют возникающее при этом втягивание или выталкивание ампулы, уравновешивая весы. Очевидно, что втяги-

вание парамагнитного вещества в магнитном поле будет тем больше, чем больше у него непарных электронов. Таким образом, изучение магнитных свойств позволяет установить число непарных электронов в веществе и распределение электронов по орбиталям.

§ 2. Исследование электрического момента диполя

Один из методов установления электрического момента диполя молекул основан на измерении диэлектрической проницаемости веществ при разных температурах. Для этого вещество в виде газа или разбавленного раствора в неполярном растворителе помещают между обкладками конденсатора. При этом емкость конденсатора увеличивается в ε раз (ε — диэлектрическая проницаемость). Если емкость конденсатора в вакууме обозначить C_0, а емкость с веществом C, то

$$\varepsilon = \frac{C}{C_0}.$$

Возрастание емкости конденсатора (за счет уменьшения силы электрического поля в ε раз) обусловливается тем, что энергия тратится на деформационную поляризацию молекул и их ориентацию в поле.

Деформационная поляризация $P_д$, наблюдаемая независимо от типа молекулы (полярная или неполярная), заключается в том, что под действием электрического поля в молекуле наводится дипольный момент. Для не очень сильных полей можно считать, что наведенный (индуцированный) дипольный момент $\mu_{инд}$ пропорционален напряженности электрического поля E:

$$\mu_{инд} = \alpha E,$$

где α — *деформационная поляризуемость*. Поляризуемость молекулы тем выше, чем легче в ней смещается электронная плотность относительно ядер.

Ориентация молекул за счет наведенного диполя от температуры не зависит. Если вследствие теплового движения положение молекулы нарушается, возникает новый диполь, ориентированный в том же направлении.

Второй эффект, обусловливающий возрастание емкости конденсатора, проявляется для полярных молекул, т. е. молекул, обладающих постоянным моментом диполя μ. Электрическое поле стремится ориентировать молекулы соответствующими концами диполя в направлении положительной и отрицательной обкладок конденсатора. Этот эффект называют *ориентационной поляризацией*. P_0. Она тем значительнее, чем больше μ. Ориентационная поляризация зависит от температуры, так как нагревание, усиливая тепловое движение молекул, препятствует их ориентации.

Таким образом, суммарная поляризация вещества P складывается из ориентационной P_0 и деформационной $P_д$ поляризаций: $P = P_д + P_0$.

Возрастание емкости конденсатора определяется полярностью и поляризуемостью молекул, т. е. зависит от постоянного μ и наведенного $\mu_{инд}$ моментов диполя молекул. Изменение P с температурой обусловлено изменением P_0, т. е. в конечном счете величиной μ.

На рис. 107 показана зависимость P от $1/T$ для ряда молекул. По тангенсу угла наклона этих прямых можно подсчитать μ. Из этого рисунка видно, что поляризация бензола и диоксида углерода от температуры не зависит, следовательно, молекулы C_6H_6 и CO_2 неполярны. Наоборот, для воды, аммиака и хлорида водорода отчетливо проявляется температурная зависимость P: следовательно, молекулы H_2O, H_3N и HCl полярны (см. табл. 9). При этом

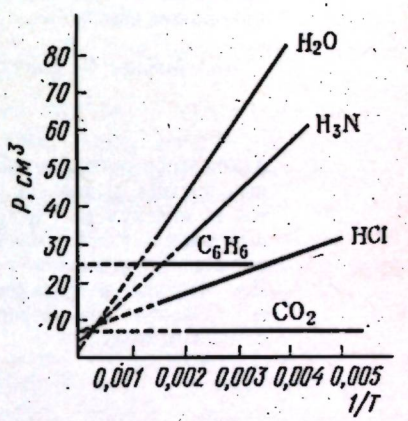


Рис. 107. Зависимость поляризации молекул от температуры

$$\mu_{H_2O} > \mu_{H_3N} > \mu_{HCl}.$$

Исследование электрических моментов диполей позволяет судить о характере распределения электронной плотности в молекуле, ее пространственной конфигурации, поляризуемости.

Раздел V

ВВЕДЕНИЕ В ТЕОРИЮ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

...Мир состоит не из готовых, законченных *предметов*, а представляет собой совокупность *процессов*, в которой предметы, кажущиеся неизменными, ... находятся в беспрерывном изменении...

Ф. Энгельс

(К. Маркс, Ф. Энгельс. Соч. 2-е изд., т. 21, с. 302)

Химическое превращение, химическая реакция есть главный предмет химии. Изучение различных свойств элементов и молекул дает в сущности для химии вспомогательный материал, облегчающий главную задачу, задачу рационального управления химическим превращением... Чем глубже и подробнее мы знаем свойства вещества и его строение, тем увереннее может действовать химик в своих синтезах.

Н. Н. Семенов

Химическое превращение — это качественный скачок, при котором исчезают одни вещества и образуются другие. Происходящая при этом перестройка электронных структур атомов, ионов и молекул сопровождается выделением или поглощением теплоты, света, электричества и т. п. — превращением химической энергии в другой вид энергии.

Энергетические эффекты реакций изучает *термохимия*. Данные об энергетических эффектах реакций используются для расчета энергии межатомных и межмолекулярных связей, для выяснения строения и реакционной способности веществ, для установления направления химических процессов, для расчета энергетических балансов технологических процессов и т. д.

Состояние системы (вещества или совокупности веществ) описывают с помощью ряда параметров — температуры, давления, объема, массы. Для характеристики состояния системы и происходящих в ней изменений важно знать также изменение таких свойств системы, как ее внутренняя энергия U, энтальпия H, энтропия S, энергия Гиббса G. По изменению этих свойств системы можно судить, в частности, об энергетике процессов.

Глава 1

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

§ 1. Тепловой эффект реакции

Химические реакции обычно протекают при постоянном давлении (например, в открытой колбе) или при постоянном объеме (например, в автоклаве), т. е. являются соответственно изобарными или изохорными процессами.

Энергетический эффект химического процесса возникает за счет изменения в системе внутренней энергии U или энтальпии H. Внутренняя энергия — это общий запас энергии системы, который складывается из энергии движения и взаимодействия молекул, энергии движения и взаимодействия ядер и электронов в атомах, молекулах и кристаллах, внутриядерной энергии и т. п. (т. е. все виды энергии, кроме кинетической энергии системы как целого и ее потенциальной энергии положения).

Предположим, что некоторая система за счет поглощения теплоты Q переходит из состояния 1 в состояние 2. В общем случае эта теплота расходуется на изменение внутренней энергии системы ΔU и на совершение работы против внешних сил A: $Q = \Delta U + A$.

Приведенное уравнение выражает закон сохранения энергии*, т. е. означает, что сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или над нею) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте. Так, если теплота сообщается газу в цилиндре, закрытом поршнем, то газ, во-первых, нагревается, т. е. его внутренняя энергия U возрастает, а во-вторых, расширяется, т. е. производит работу подъема поршня A.

Для химических реакций под работой против внешних сил в основном подразумевается работа против внешнего давления. В первом приближении (при $p = \text{const}$) она равна произведению давления p на изменение объема системы ΔV при переходе ее из состояния 1 в состояние 2: $A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$.

При изохорном процессе ($V = \text{const}$), поскольку изменения объема системы не происходит, $A = 0$. Тогда переходу системы из состояния 1 в состояние 2 отвечает равенство: $Q_V = U_2 - U_1 = \Delta U$. Таким образом, если химическая реакция протекает при постоянном объеме, то выделение или поглощение теплоты Q_V связано с изменением внутренней энергии системы.

При изобарном процессе ($p = \text{const}$) тепловой эффект Q_p равен

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V, \quad Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$$

или

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

---

* Закон сохранения энергии называют также *первым законом термодинамики*.

Введем обозначение $U + pV \equiv H$. Тогда $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$.

Величину H называют *энтальпией*. Энтальпию можно рассматривать как энергию расширенной системы. Таким образом, если при изохорном процессе энергетический эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы $Q_V = \Delta U$, то в случае изобарного процесса он равен изменению энтальпии системы $Q_p = \Delta H$.

Энергетический эффект реакции, протекающей при постоянном давлении, отличается от энергетического эффекта реакции, протекающей при постоянном объеме, на величину $p\Delta V$. Для химического процесса, протекающего изобарически, ΔV представляет собой разность между суммой объемов продуктов реакции и суммой объемов исходных веществ. Так, для реакции, записываемой в общем виде

$$aA + bB + \cdots = dD + eE + \cdots$$

изменение объема определяется равенством

$$\Delta V = \sum V_{\text{прод}} - \sum V_{\text{исх}} = (dV_D + eV_E + \cdots) - (aV_A + bV_B + \cdots),$$

где V_A, V_B, ..., V_D, V_E ... — молярные объемы вещества A, B, ..., D, E,..; $\Sigma V_{\text{прод}}$ — сумма молярных объемов продуктов реакции; $\Sigma V_{\text{исх}}$ — сумма молярных объемов исходных веществ. Подавляющее большинство химических реакций происходит при постоянном давлении. Поэтому в дальнейшем мы будем основное внимание уделять изобарным процессам и оценивать энергетический эффект реакции изменением величины энтальпии системы.

§ 2. Термохимические уравнения

Тепловые эффекты реакций определяют как экспериментально, так и с помощью термохимических расчетов. Следует отметить, что невозможно определить абсолютные значения внутренней энергии и энтальпии. Однако для термохимических расчетов это несущественно, поскольку интересует энергетический эффект процесса, т. е. изменение состояния системы — изменение значений U и H.

При *экзотермических* реакциях теплота выделяется, т. е. уменьшается энтальпия, или внутренняя энергия, системы, и значения ΔH и ΔU для них отрицательны. При *эндотермических* реакциях теплота поглощается, т. е. H и U системы возрастают, а ΔH и ΔU имеют положительные значения.

Для того чтобы можно было сравнивать энергетические эффекты различных процессов, термохимические расчеты обычно относят к 1 молю вещества и условиям, принятым за *стандартные*. За стандартные принимают давление 101 325 Па и температуру чаще всего 25° С (298,15 К). Стандартные тепловые эффекты принято обозначать ΔH^0_{298} (ΔU^0_{298}).

Уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта

называют *термохимическими уравнениями*. Термохимическое уравнение реакции синтеза 1 моля воды имеет вид

$$H_2\,(г) + {}^1/_2\,O_2\,(г) = H_2O\,(ж), \quad \Delta H^0_{298} = -285{,}83\ \text{кДж/моль}.$$

В термохимических уравнениях указывается также фазовое состояние и полиморфная модификация реагирующих и образующихся веществ: г — газовое, ж — жидкое, к — кристаллическое, т — твердое, р — растворенное и др.

Закон Гесса. В основе термохимических расчетов лежит закон, сформулированный Г. И. Гессом (1841): *тепловой эффект зависит только от вида (природы) и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути процесса, т. е. от числа и характера промежуточных стадий*.

Так, образование оксида углерода (IV) из графита и кислорода можно рассматривать или как непосредственный результат взаимодействия простых веществ:

$$C\,(\text{графит}) + O_2\,(г) = CO_2\,(г), \quad \Delta H_1$$

или как результат процесса, протекающего через промежуточную стадию образования и сгорания оксида углерода (II):

$$C\,(\text{графит}) + {}^1/_2\,O_2\,(г) = CO\,(г), \quad \Delta H_2;$$

$$CO\,(г) + {}^1/_2\,O_2\,(г) = CO_2\,(г); \quad \Delta H_3$$

или суммарно

$$C\,(\text{графит}) + O_2\,(г) = CO_2\,(г), \quad \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

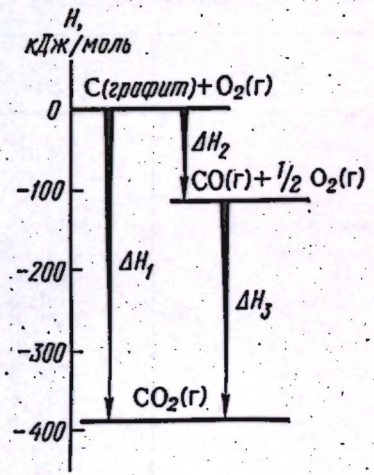


Рис. 108. Энтальпийная диаграмма процессов окисления графита и CO

Согласно закону Гесса, тепловые эффекты образования CO_2 как непосредственно из простых веществ, так и через промежуточную стадию образования и сгорания CO равны $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$.

Приведенные рассуждения можно представить в виде так называемой *энтальпийной диаграммы* (рис. 108). Различие в уровнях энтальпии исходных веществ, промежуточных и конечных продуктов на диаграмме отвечает тепловым эффектам соответствующих реакций.

По энтальпийной диаграмме (рис. 108) или приведенному выше равенству нетрудно вычислить одну из величин ΔH, зная две другие. Как известно, тепловые эффекты образования CO_2 (ΔH_1) и горения CO (ΔH_3) определяются экспериментально. Тепловой же эффект образования CO (ΔH_2) измерить невозможно, так как при горении углерода в условиях недостатка кислорода образуется смесь CO и CO_2.

Но теплоту образования CO можно рассчитать по известным значениям ΔH_1 (—393,5 кДж/моль) и ΔH_3 (—283,0 кДж/моль): $\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$, $\Delta H_2 = -110{,}5$ кДж/моль.

Энтальпия (теплота) образования. В термохимических расчетах широко используют *энтальпии (теплоты) образования* веществ. Под энтальпией образования понимают тепловой эффект реакции образования 1 моля вещества из простых веществ. Обычно используют *стандартные энтальпии образования;* их обозначают $\Delta H^0_{\text{обр.}298}$ или $\Delta H^0_{f,298}$ (часто один из индексов опускают)*. Стандартные энтальпии образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (газообразный кислород, жидкий бром, кристаллический иод, ромбическая сера, графит и т. д.), принимают равными нулю. Стандартные энтальпии образования некоторых веществ приведены в табл. 24.

Согласно закону Гесса, тепловой эффект реакции равен сумме

Таблица 16

Стандартная энтальпия образования ($\Delta H^0_{f,298}$) некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль
Al (г)	326,3	H_2O (ж)	—285,83
Al^{3+} (р)	—530,0	H_2SO_4 (ж)	—814,2
Al_2O_3 (к)	—1676	K^+ (р)	—251,2
$Al_2(SO_4)_3$ (к)	—3442,2	KCl (к)	—435,9
C (алмаз)	1,828	$KClO_3$ (к)	—391,2
CH_4	—74,86	KNO_3 (к)	—493,2
CO (г)	—110,5	KOH (к)	—425,8
CO_2 (г)	—393,5	$MgSO_4$ (к)	—1301,4
$CaCO_3$ (к)	—1206,9	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (к)	—3384
$CaCl_2$ (к)	—796,3	N (г)	472,7
CaF_2 (к)	—1220,5	NO (г)	90,25
CaO (к)	—635,5	NO_2 (г)	33
$Ca(OH)_2$ (к)	—986,8	NO_3^- (р)	—207,5
Cl (г)	121,3	Na (г)	108,3
Cl^- (г)	—233,6	Na^+ (г)	606,1
Cl^- (р)	—167,2	NaCl (к)	—411,1
H (г)	217,98	NaOH (к)	—425,6
H^+ (г)	1536,2	Na_2SO_4 (к)	—1384,6
H^+ (р)	0	O (г)	246,8
HBr (г)	—35,98	O_3 (г)	142,3
HCl (г)	—92,3	OH^- (р)	230,2
HF (г)	—288,6	S (моноклин.)	0,30
HI (г)	25,9	SO_2 (г)	—296,9
H_3N (г)	—46,19	SO_3 (г)	—396,1
HNO_3 (ж)	—174,1	SO_3 (ж)	—439,0
H_2O (г)	—241,82	ZnO (к)	—350,8

* Индекс *f* происходит от английского слова formation — образование.

энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ. Для реакции вида

$$aA + bB + \cdots = dD + eE + \cdots$$

тепловой эффект ΔH определяется равенством

$$\Delta H = (d\Delta H_{f,D} + e\Delta H_{f,E} + \cdots) - (a\Delta H_{f,A} + b\Delta H_{f,B} + \cdots)$$

или

$$\Delta H = \sum \Delta H_{f,\text{прод}} - \sum \Delta H_{f,\text{исх}}.$$

Так, для реакции взаимодействия кристаллического оксида алюминия и газообразного оксида серы (VI)

$$Al_2O_3\ (к) + 3SO_3\ (г) = Al_2(SO_4)_3\ (к)$$

тепловой эффект в стандартных условиях ΔH^0_{298} определяется уравнением

$$\Delta H^0_{298} = \Delta H^0_{f,Al_2(SO_4)_3} - [\Delta H^0_{f,Al_2O_3} + 3\Delta H^0_{f,SO_3}].$$

Согласно данным табл. 16 тепловой эффект этой реакции составляет

$$\Delta H^0_{298} = (-3442{,}2) - [(-1676{,}0) + 3(-396{,}1)] = -577{,}9 \text{ кДж/моль}.$$

Вот еще два примера расчета теплоты реакции* (значения $\Delta H^0_{f,298}$ приведены под формулами веществ):

$$\underset{-1206{,}9}{CaCO_3\ (к)} = \underset{-635{,}5}{CaO\ (к)} + \underset{-393{,}5}{CO_2\ (г)}$$

$$\Delta H^0_{298} = [(-635{,}5) + (-393{,}5)] - (-1206{,}9) = -177{,}9 \text{ кДж/моль}.$$

$$\underset{2(-391{,}2)}{2KClO_3\ (к)} = \underset{2(-435{,}9)}{2KCl\ (к)} + \underset{0}{3O_2\ (г)}$$

$$\Delta H^0_{298} = [2(-435{,}9) + 0] - 2(-391{,}2) = -89{,}4 \text{ кДж/моль}.$$

Энтальпии образования известны примерно для 4 тыс. веществ в различных состояниях. Это позволяет чисто расчетным путем установить энергетические эффекты самых разнообразных процессов*.

Приведем некоторые примеры расчета энергетических эффектов процессов. Тепловой эффект растворения вещества $\Delta H^0_{\text{раств}}$

$$\underset{-425{,}8}{KOH\ (к)} = \underset{-251{,}2}{K^+\ (р)} + \underset{-230{,}2}{OH^-\ (р)}$$

$$\Delta H_{\text{раств}} = [(-251{,}2) + (-230{,}2)] - (-425{,}8) = -55{,}6 \text{ кДж/моль}$$

* Значения $\Delta H^0_{f,298}$, приводимые в разных литературных источниках, часто весьма противоречивы. Поэтому результаты вычислений ΔH с использованием $\Delta H^0_{f,298}$ могут существенно различаться.

$$KNO_3\ (к) = K^+\ (р) + NO_3^-\ (р)$$
$$-493{,}2 \qquad -251{,}2 \qquad -207{,}5$$

$$\Delta H^0_{раств} = [(-251{,}2) + (-207{,}5)] - (-493{,}2) = 34{,}5\ кДж/моль.$$

Теплота (энтальпия) фазового перехода ($\Delta H_{пл}$, $\Delta H_{исп}$, $\Delta H_{возг}$)

$$Na\ (к) = Na\ (г)$$
$$0 \qquad 108{,}3$$

$$\Delta H^0_{возг} = 108{,}3 - 0 = 108{,}3\ кДж/моль.$$

$$SO_3\ (ж) = SO_3\ (г)$$
$$-439{,}0 \qquad -396{,}1$$

$$\Delta H^0_{исп} = (-396{,}1) - (-439{,}0) = 42{,}9\ кДж/моль.$$

Энергия диссоциации двухатомных молекул на атомы (энергия химической связи $-\Delta H^0_{дисс} = E_{св}$)

$$Cl_2\ (г) = 2Cl\ (г)$$
$$0 \qquad 2\,(121{,}3)$$

$$\Delta H^0_{дисс} = 2\,(121{,}3) - 0 = 242{,}6\ кДж/моль.$$

$$NO\ (г) = N\ (г) + O\ (г)$$
$$90{,}25 \qquad 472{,}7 \qquad 246{,}8$$

$$\Delta H^0_{дисс} = 90{,}25 - (472{,}7 + 246{,}8) = -629{,}25\ кДж/моль.$$

Энергия превращения атома в ион (энергия ионизации $\Delta H^0_{иониз} = I_{иониз}$; сродство к электрону $\Delta H^0_{эл.ср} = F_{эл.ср}$).

$$H\ (г) = H^+\ (г) + e^-$$
$$217{,}98 \qquad 1536{,}2$$

$$\Delta H^0_{иониз} = 1536{,}2 - 217{,}98 = 1318{,}22\ кДж/моль.$$

$$Cl\ (г) + e^- = Cl^-\ (г)$$
$$121{,}3 \qquad -233{,}6.$$

$$\Delta H^0_{эл.\,ср} = (-233{,}6) - 112{,}3 = -112{,}3\ кДж/моль.$$

С помощью термохимических расчетов можно определить энергию химических связей, энергию кристаллической решетки, энергию межмолекулярного взаимодействия, энтальпию растворения и сольватации (гидратации), энергетические эффекты фазовых превращений и т. д.

Энергия химической связи. Значениями энергии связи часто пользуются для вычисления тепловых эффектов реакций, если неизвестны энтальпии образования веществ, участвующих в реакциях. С другой стороны, значениями теплот образования, возгонки, диссоциации и других энергетических эффектов пользуются для определения прочности межатомных, межионных и межмолекулярных взаимодействий.

Вычислим энергию химической связи H—Cl ($E_{HCl} = -\Delta H_{H-Cl}$) в молекуле хлорида водорода по известной энтальпии образования HCl ($\Delta H_{f,\,HCl} = -92{,}3$ кДж/моль) и энергии диссоциации молекул H_2 ($\Delta H_{дисс} = 435{,}95$ кДж/моль) и Cl_2 ($\Delta H_{дисс} = 242{,}6$ кДж/моль) на атомы.

Образование молекул HCl из простых веществ можно мысленно разбить на стадии: диссоциация молекул Cl_2 и H_2 на атомы и образование молекул HCl из атомов (рис. 109):

$$\begin{array}{ll} {}^1/_2\ Cl_2\ (г) = Cl\ (г), & {}^1/_2\ \Delta H_{дисс}\ Cl_2 \\ {}^1/_2\ H_2\ (г) = H\ (г), & {}^1/_2\ \Delta H_{дисс}\ H_2 \\ \hline {}^1/_2\ H_2\ (г) + {}^1/_2\ Cl_2\ (г) = HCl\ (г), & \Delta H_{f,\,HCl} \end{array}$$

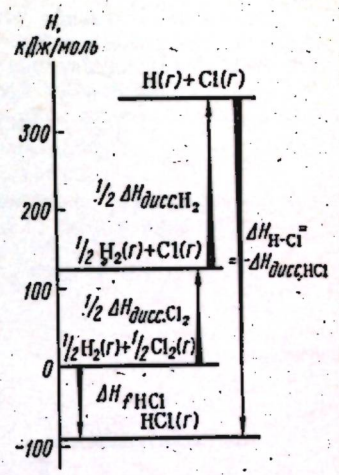


Рис. 109. Энтальпийная диаграмма образования HCl из простых веществ

В соответствии с законом Гесса алгебраическая сумма тепловых эффектов промежуточных стадий образования HCl из простых веществ равна энтальпии образования HCl:

$${}^1/_2\ \Delta H_{дисс\ Cl_2} + {}^1/_2\ \Delta H_{дисс\ H_2} + \Delta H_{H-Cl} = \Delta H_{f,\,HCl}$$

$$\Delta H_{H-Cl} = \Delta H_{f,HCl} - {}^1/_2\ \Delta H_{дисс\ Cl_2} - {}^1/_2\ \Delta H_{дисс\ H_2}$$

$$\Delta H_{H-Cl} = (-92{,}30) - (217{,}98 + 121{,}30) = -431{,}58\ кДж/моль,$$

т. е. энергия связи $E_{H-Cl} = 431{,}58$ кДж/моль.

Образование хлорида водорода из простых веществ — процесс экзотермический. Согласно

$$\Delta H^0_{f,\,HCl} = \Delta H^0_{H-Cl} - ({}^1/_2\ \Delta H^0_{дисс\ H_2} + {}^1/_2\ \Delta H^0_{дисс\ Cl_2})$$

энергия, выделяющаяся при образовании связей H—Cl в 1 моле HCl (431,59 кДж/моль), перекрывает расход энергии на разрыв связей H—H и Cl—Cl в ${}^1/_2$ моля H_2 (217,98 кДж/моль) и ${}^1/_2$ моля Cl_2 (121,30 кДж/моль).

Таким образом, экзотермическими являются те реакции, при которых продукты обладают более прочными химическими связями, чем исходные вещества. Условия возникновения эндотермичного эффекта реакции, естественно, прямо противоположные. Так, образование NO ($\Delta H^0_{f,NO} = 90{,}2$ кДж/моль) из N_2 и O_2 — процесс эндотермический:

$${}^1/_2\ N_2\ (г) + {}^1/_2\ O_2\ (г) = NO\ (г), \qquad \Delta H^0_{f,\,NO} = 90{,}2\ кДж/моль.$$

Как видно на рис. 110, в этом случае не разрыв химических связей в исходных веществах — в ${}^1/_2$ моля N_2 (472,7 кДж/моль) и в ${}^1/_2$

моля O_2 (246,8 кДж/моль) — требуется больше энергии, чем ее выделяется при образовании продукта, т. е. 1 моля NO из атомов (631,6 кДж/моль).

Атомарная энтальпия (теплота) образования. Тепловой эффект реакции образования данного вещества из атомов называется атомарной теплотой (энтальпией) образования. Она равна теплоте (энтальпии) атомизации (с обратным знаком), т. е. тепловому эффекту разложения данного вещества на свободные атомы. Для процесса, записываемого в общем виде

$$AB_n = A + nB$$

теплота атомизации соединения AB_n равна разности между суммой энтальпий образования атомов ($\Delta H_{f,A}$ и $\Delta H_{f,B}$) и соединения AB_n ($\Delta H_{f,AB_n}$):

$$\Delta H_{атAB_n} = (\Delta H_{f,A} + n\Delta H_{f,B}) - \Delta H_{f,B}.$$

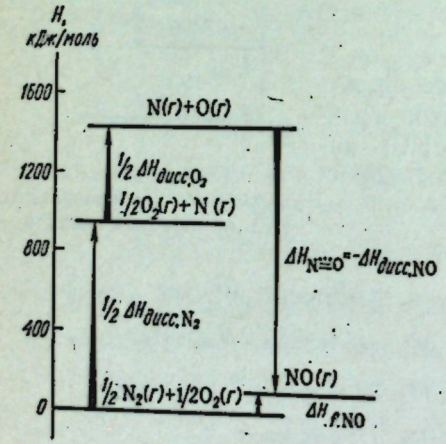


Рис. 110. Энтальпийная диаграмма образования NO из простых веществ

Зная теплоту атомизации, нетрудно подсчитать среднюю энергию связи E_{A-B} по формуле

$$E_{A-B} = \Delta H_{ат\ AB_n} / n.$$

Например, энергия, поглощаемая в процессе (теплота атомизации)

$$CH_4 = C + 4H$$

равна 1642 кДж/моль. Тогда средняя энергия связи C—H составляет E_{C-H} = 413 кДж/моль.

Энергия кристаллической решетки. Энергия кристаллической решетки оценивается количеством энергии, которое необходимо затратить для разрушения кристаллической решетки на составные части и удаления их друг от друга на бесконечно большое расстояние. По значениям энергии кристаллической решетки можно судить о типе химической связи в веществе и ее энергии. Понятно, что наибольшую энергию кристаллической решетки имеют ионные и ионно-ковалентные кристаллы, наименьшую — кристаллы с молекулярной решеткой (табл. 17). Металлы по величине энергии кристаллической решетки занимают промежуточное положение.

Если газ, образующийся в результате возгонки, состоит из тех же частиц, что и сам кристалл, то энергия кристаллической решетки совпадает со значением энергии возгонки (сублимации). Это относится к молекулярным, атомно-ковалентным и атомно-металлическим кристаллам. Таким образом, в этом случае энергию кристаллической решетки можно определить экспериментально.

Энергия же ионной кристаллической решетки экспериментальному определению не поддается, так как при возгонке ионных кристаллов образуются атомы или молекулы. Но энергию ионной кристаллической решетки можно вычислить из экспериментальных данных по энергетике других процессов с помощью так называемого *цикла Борна—Габера*. Для хлорида натрия этот цикл изображен в виде энтальпийной диаграммы на рис. 111.

Таблица 17

Энергия (U°_{298}) некоторых кристаллических решеток

Кристаллическая решетка	Пример	U°_{298}, кДж/моль	Кристаллическая решетка	Пример	U°_{298}, кДж/моль
Ионная	LiF	1024	Молекулярная с дисперсионным взаимодействием	CH_4	10,0
	KOH	790,5		H_2	1,004
	KNO_3	684,5			
Атомно-ковалентная	C(алмаз)	715			
	SiC	1250			
Атомно-металлическая	K	89,2	с водородными связями	H_2O	50,2
	Cr	397,5		HF	29,3

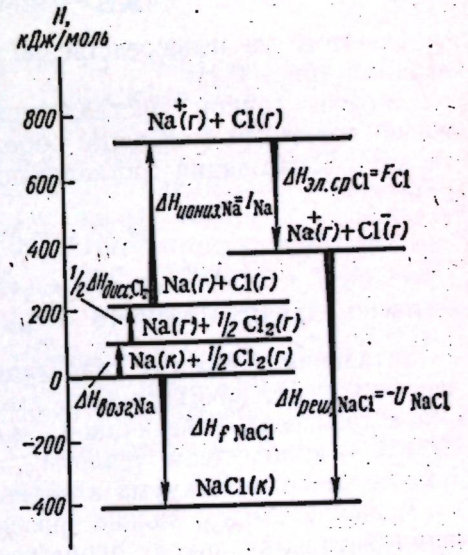


Рис. 111. Энтальпийная диаграмма для расчета энергии кристаллической решетки NaCl (цикл Борна—Габера)

Например, энергия кристаллической решетки оценивается количеством энергии, которое необходимо затратить для разрушения кристаллической решетки на составные части и удаления их друг от друга на бесконечно большое расстояние. По значениям энергии кристаллической решетки можно судить о типе химической связи в веществе и ее энергии. Понятно, что наибольшую энергию кристаллической решетки имеют ионные и ионно-ковалентные кристаллы, наименьшую — кристаллы с молекулярной решеткой (табл. 17). Металлы по величине энергии кристаллической решетки занимают промежуточное положение.

Если газ, образующийся в результате возгонки, состоит из тех же частиц, что и сам кристалл, то энергия кристаллической решетки совпадает со значением энергии возгонки (сублимации). Это относится к молекулярным, атомно-ковалентным и атомно-металлическим кристаллам. Таким образом, в этом случае энергию кристаллической решетки можно определить экспериментально.

Энергия же ионной кристаллической решетки экспериментальному определению не поддается, так как при возгонке ионных кристаллов образуются атомы или молекулы. Но энергию ионной кристаллической решетки можно вычислить из экспериментальных данных по энергетике других процессов с помощью так называемого *цикла Борна—Габера*. Для хлорида натрия этот цикл изображен в виде энтальпийной диаграммы на рис. 111.

Кристаллический хлорид натрия (ионная решетка) образуется в результате реакции кристаллического натрия и газообразного хлора:

$$Na\ (к) + {}^1/_2\ Cl_2\ (г) = NaCl\ (к),$$

$$\Delta H^0_{298} = 411{,}1\ кДж/моль.$$

Тепловой эффект этого процесса соответствует энтальпии образования кристаллического NaCl ($\Delta H^0_{f,298}$).

Образование NaCl из простых веществ можно также представить в виде последовательных стадий получения из кристаллического натрия и газообразного молекулярного хлора газообразных ионов Na^+ и Cl^- (рис. 111):

$$Na\ (к) \xrightarrow[\Delta H_{возг\ Na} = 108{,}3\ кДж/моль]{\text{возгонка (атомизация)}} Na\ (г) \xrightarrow[\Delta H_{иониз\ Na} = 496{,}0\ кДж/моль]{\text{ионизация}} Na^+\ (г)$$

$$Cl_2\ (г) \xrightarrow[\substack{^1/_2\,\Delta H_{дисс\ Cl_2} = \\ = 121{,}3\ кДж/моль}]{\text{диссоциация (атомизация)}} Cl\ (г) \xrightarrow[\Delta H_{эл.\ ср\ Cl} = 351{,}4\ кДж/моль]{\text{присоединение электрона}} Cl^-\ (г)$$

и последующего их взаимодействия с образованием ионного NaCl:

$$Na^+\ (г) + Cl^-\ (г) = NaCl\ (к),\quad \Delta H_{реш\ NaCl} = U_{NaCl}.$$

Согласно закону Гесса,

$$U^0_{NaCl} = -\Delta H_{реш\ NaCl} = -\Delta H_{f,\ NaCl} + \Delta H_{возг\ Na} + \\ + {}^1/_2\,\Delta H_{дисс\ Cl_2} + \Delta H_{иониз\ Na} + \Delta H_{эл.\ ср\ Cl}.$$

Подставляя цифровые значения, получим

$$U^0_{NaCl} = 785{,}3\ кДж/моль.$$

Об этом же непосредственно свидетельствует энтальпийная диаграмма (рис. 111).

Энергию ионной кристаллической решетки можно вычислить также по известным энтальпии образования ионного соединения и энтальпии образования составляющих его ионов. Для рассмотренного примера

$$NaCl\ (к) = Na^+\ (г) + Cl^-\ (г)$$

$$\Delta H^0_{реш} = \Delta H^0_{f,\ Na^+} + \Delta H^0_{f,\ Cl^-} - \Delta H^0_{f,\ NaCl}$$

согласно данным табл. 16 $U^0_{NaCl} = 783{,}6$ кДж/моль.

Энтальпия (теплота) гидратации ионов. Интенсивность взаимодействия ионов растворенного вещества с молекулами воды можно охарактеризовать величиной *энтальпии (теплоты) гидратации* $\Delta H_{гидр}$ — количеством теплоты, которое выделяется при переходе 1 моля ионов из вакуума в водный раствор.

Значение $\Delta H_{гидр}$ можно рассчитать, используя известные значения энтальпии других процессов. Так, растворение ионного соединения можно представить в виде двух стадий: разрушение кристаллической решетки на свободные ионы и гидратация ионов. Тогда, согласно закону Гесса, тепловой эффект (энтальпию) растворения $\Delta H_{раств}$ можно представить в виде алгебраической суммы энергии (энтальпии) разрушения кристаллической решетки $\Delta H_{реш}$ и энтальпии гидратации ионов $\Delta H_{гидр}$:

$$\Delta H_{раств} = \Delta H_{реш} + \Delta H_{гидр}$$

или

$$\Delta H_{гидр} = \Delta H_{раств} - \Delta H_{реш}.$$

Энергия кристаллической решетки известна для многих ионных соединений; теплоту растворения веществ можно определить экспериментально. При расчете по указанному уравнению находят сум-

марное значение энтальпии гидратации катиона и аниона. Энтальпию гидратации данного иона определяют по известной энтальпии гидратации иона противоположного знака.

Нетрудно догадаться, что энтальпия гидратации зависит от заряда и размера гидратируемого иона. В ряду ионов с однотипной электронной конфигурацией энтальпия гидратации возрастает с уменьшением размера иона, например:

	Li^+	Na^+	K^+	Rb^+	Cs^+
r, нм	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165
ΔH^0_{298}, кДж/моль	—531,4	—422,6	—338,9	—313,8	—280,3

и с увеличением заряда иона, например:

	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
r, нм	0,098	0,074	0,057
$\Delta H^0_{гидр}$, кДж/моль	—422,3	—1953,9	—4707

Разрушение кристаллической решетки на свободные ионы — процесс эндотермический ($\Delta H_{реш} > 0$); гидратации ионов — процесс экзотермический ($\Delta H_{гидр} < 0$). Таким образом, в зависимости от соотношения значений $\Delta H_{реш}$ и $\Delta H_{гидр}$ тепловой эффект растворения может иметь как положительное, так и отрицательное значение. Так, растворение кристаллического гидроксида калия сопровождается выделением теплоты, т. е. на разрушение кристаллической решетки KOH требуется меньше энергии ($\Delta H^0_{реш} = 790{,}5$ кДж/моль), чем ее выделяется при гидратации ионов K^+ ($\Delta H_{гидр.K^+} = -338{,}9$ кДж/моль) и ионов OH^- ($\Delta H^0_{гидр.OH^-} = -510{,}5$ кДж/моль). Напротив, растворение кристаллического нитрата калия — процесс эндотермический, так как на разрушение кристаллической решетки KNO_3 ($\Delta H^0_{реш} = 684{,}5$ кДж/моль) затрачивается больше энергии, чем ее выделяется при гидратации ионов K^+ и NO_3^- ($\Delta H^0_{гидр.NO_3^-} = -309{,}6$ кДж/моль).

Глава 2
НАПРАВЛЕНИЕ ТЕЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

§ 1. Энтропия

Большинство процессов представляет собой два одновременно происходящих явления: передачу энергии и изменение в упорядоченности расположения частиц относительно друг друга. Частицам (молекулам, атомам, ионам) присуще стремление к беспорядочному движению, поэтому система стремится перейти из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное. Так, если, например, баллон с газом соединить с сосудом, то газ из баллона будет распределяться по всему объему сосуда. При этом система из более упорядоченного

состояния (с меньшим беспорядком) переходит в состояние менее упорядоченное (с большим беспорядком). Количественной мерой беспорядка является *энтропия* S. При переходе системы из более упорядоченного в менее упорядоченное состояние энтропия возрастает ($\Delta S > 0$).

Переход же системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное связан с уменьшением энтропии, и самопроизвольное протекание подобного процесса менее вероятно. Так, ясно, что в рассматриваемом примере невероятно, чтобы газ сам собой собрался в баллоне. В случае перехода системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное энтропия системы уменьшается ($\Delta S < 0$).

Нетрудно показать, что энтропия возрастает при переходе жидкости в пар, при растворении кристаллического вещества и т. д. Во всех этих случаях наблюдается уменьшение порядка в относительном расположении частиц. Наоборот, в процессах конденсации и кристаллизации веществ энтропия уменьшается.

Вероятность различных состояний вещества (газ, кристаллическое, жидкое) можно описать как некоторое его свойство и количественно выразить значением энтропии S (в Дж/град·моль). Энтропии

Таблица 18

Стандартная энтропия (S^0_{298}) некоторых веществ

Вещество	S^0_{298}, Дж/град·моль	Вещество	S^0_{298}, Дж/град·моль	Вещество	S^0_{298}, Дж/град·моль
Ag (к)	42,55	Fe (к)	60,29	NaCl (к)	72,36
AgBr (к)	107,1	FeS (к)	60,29	Na_2CO_3 (к)	136,4
AgCl (к)	96,07	Ge (к)	31,1	O (г)	160,95
AgI (к)	115,5	H^+ (р)	0,00	O_2 (г)	205,04
Al (к)	28,35	H_2 (г)	130,52	O_3 (г)	238,8
AlSb (к)	72,97	HNO_3 (ж)	156,6	OH^- (р)	−10,88
$BaCO_3$ (к)	112	H_3N (г)	192,6	P (белый)	41,1
$BaCl_2$ (к)	126	H_2O (г)	188,72	P (красный)	22,8
$Ba(NO_3)_2$ (к)	214	H_2O (ж)	70,08	Pb (к)	64,81
$BaSO_4$ (к)	132	H_2O (к)	39,33	S (г)	167,75
C (алмаз)	2,368	H_2SO_4 (ж)	156,9	S_2 (г)	228,08
C (графит)	5,740	KCl (к)	82,56	S_6 (г)	377
CO (г)	197,54	$KClO_3$ (к)	142,97	S_8 (г)	444,0
CO_2 (г)	213,68	KOH (к)	79,32	SO_2(г)	248,1
CH_4 (г)	186,19	$MgCO_3$ (к)	65,7	SO_3 (ж)	122
$CaCl_2$ (к)	113,8	MgO (к)	26,9	Sb (к)	45,69
CaO (к)	39,7	N_2 (г)	199,9	Si (к)	18,82
$CaCO_3$ (к)	92,9	NH_4NO_3 (к)	151	SiO_2 (к)	42,09
Cl^- (р)	56,54	NO (г)	210,6	SiO_2 (ст)	46,9
Cl_2 (г)	222,9	NO_2 (г)	240,2	Sn (к)	51,55
CrO_3 (к)	73,2	N_2O_5 (г)	355,7	ZnO (к)	43,64
Cr_2O_3 (к)	27,15				

веществ, как и их энтальпии образования, принято относить к определенным условиям: обычно к температуре 25° С (298,15 К) и давлению 101 325 Па. Энтропию при этих условиях обозначают S^0_{298} и называют стандартной энтропией. Значения *стандартной энтропии* для некоторых веществ приведены в табл. 18.

Соответственно степени беспорядка энтропия вещества в газовом состоянии значительно больше, чем в жидком, а тем более — чем в кристаллическом. Например, стандартная энтропия воды $S^0_{298} = 69{,}96$ Дж/град·моль, а водяного пара $S^0_{298} = 188{,}74$ Дж/град·моль. У вещества в аморфном состоянии энтропия больше, чем в кристаллическом (более упорядоченном) состоянии, например для стекловидного и кристаллического SiO_2 стандартные энтропии равны 46,9 и 42,09 Дж/град·моль соответственно. Стандартная энтропия графита (5,740 Дж/град·моль) больше, чем алмаза (2,368 Дж/град·моль), отличающегося особо жесткой структурой. При данном агрегатном состоянии энтропия тем значительнее, чем больше атомов содержится в молекуле. Так, энтропия O_3 (г) (238,8 Дж/град·моль) больше, чем газообразных O_2 (205,03 Дж/град·моль) и O (160,95 Дж/град·моль).

Значениями энтропий веществ пользуются для установления изменения энтропии системы в результате соответствующих процессов. Так, для химической реакции

$$aA + bB + \cdots = dD + eE + \cdots$$

изменение энтропии системы будет

$$\Delta S = (dS_D + eS_E + \cdots) - (aS_A + bS_B + \cdots)$$

или

$$\Delta S = \sum S_{прод} - \sum S_{исх}.$$

Об изменении энтропии в химической реакции можно судить по изменению объема системы в ходе реакции. Например, в реакции

$$^1/_2\ C\ (графит) + {}^1/_2\ CO_2\ (г) = CO\ (г), \quad \Delta S^0_{298} = 87{,}7\ Дж/град·моль$$

наблюдается увеличение объема ($\Delta V > 0$); следовательно, энтропия возрастает ($\Delta S > 0$). В случае же реакции образования аммиака из водорода и азота

$$^3/_2\ H_2\ (г) + {}^1/_2\ N_2\ (г) = H_3N\ (г), \quad \Delta S^0_{298} = -90{,}1\ Дж/град·моль,$$

наоборот, объем системы уменьшается ($\Delta V < 0$); следовательно, энтропия уменьшается ($\Delta S < 0$).

Если же реакция протекает между твердыми веществами, например

$$Al\ (к) + Sb\ (к) = AlSb\ (к), \quad \Delta S^0_{298} = -1{,}07\ Дж/град·моль,$$

то изменения объема системы и ее энтропии практически не происходит. То же относится и к процессам, в которых число молей газообразных веществ не изменяется, например

$$C\ (\text{графит}) + O_2\ (\text{г}) = CO_2\ (\text{г}),\quad \Delta S^0_{298} = 2{,}9\ \text{Дж/град} \cdot \text{моль}.$$

Энтропия соединения (S^0_{298}) не равна изменению энтропии, которое сопровождает реакцию образования этого соединения из простых веществ ($\Delta S^0_{f,298}$). Так, для реакции

$$A + B = AB$$

имеем

$$\Delta S^0_{f,298} = S^0_{AB} - (S^0_A + S^0_B).$$

Следовательно, энтропия образования соединения $\Delta S^0_{f,AB}$ отличается от его энтропии S^0_{AB}, так как в стандартных условиях значения энтропии простых веществ S^0_A и S^0_B не равны нулю.

Стремление системы к возрастанию энтропии назовем *энтропийным фактором*. Этот фактор проявляется тем сильнее, чем выше температура. Количественно энтропийный фактор можно оценить произведением $T\Delta S$ и выразить в единицах энергии (Дж).

Стремление системы к понижению потенциальной энергии назовем *энергетическим* или *энтальпийным фактором*. Количественно эта тенденция системы выражается через тепловой эффект процесса, т. е. значением ΔH.

§ 2. Энергия Гиббса

Самопроизвольно, т. е. без затраты работы извне, система может переходить только из менее устойчивого состояния в более устойчивое. Из рассмотренного следует, что в химических процессах одновременно действуют две тенденции: стремление частиц объединяться за счет прочных связей в более сложные, что уменьшает энтальпию системы, и стремление частиц разъединиться, что увеличивает энтропию. Иными словами, проявляется действие двух прямо противоположных факторов — энтальпийного (ΔH) и энтропийного ($T\Delta S$). Суммарный эффект этих двух противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянных T и p, отражает изменение *энергии Гиббса* G (или *изобарно-изотермического потенциала*)*:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Характер изменения энергии Гиббса позволяет судить о принципиальной возможности или невозможности осуществления процесса. Условием принципиальной возможности процесса является неравенство

$$\Delta G < 0.$$

* Эта величина названа так в честь американского ученого Дж. Уилларда Гиббса (1839—1903) — одного из основателей современной химической термодинамики. Энергию Гиббса часто называют также *свободной энергией* или *изобарным потенциалом*.

Иными словами, самопроизвольно протекают реакции, если энергия Гиббса в исходном состоянии системы больше, чем в конечном. Увеличение энергии Гиббса

$$\Delta G > 0$$

свидетельствует о невозможности самопроизвольного осуществления процесса в данных условиях. Если же

$$\Delta G = 0,$$

то система находится в состоянии химического равновесия.

Энтальпийный и энтропийный факторы и направление процесса. В соответствии с уравнением

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

самопроизвольному протеканию процесса способствует уменьшение энтальпии и увеличение энтропии системы, т. е. когда $\Delta H < 0$ и $\Delta S > 0$.

При других сочетаниях характера изменений H и S возможность процесса определяет либо энтальпийный, либо энтропийный фактор. Рассмотрим две следующие реакции:

$$CaO\ (\text{к}) + CO_2\ (\text{г}) = CaCO_3\ (\text{к})$$

$$\Delta H^0_{298} = -177{,}88\ \text{кДж/моль},\quad \Delta S^0_{298} = -160{,}48\ \text{Дж/град} \cdot \text{моль},$$

$$\Delta G^0_{298} = -130{,}22\ \text{кДж/моль}.$$

$$CaCO_3\ (\text{к}) = CaO\ (\text{к}) + CO_2\ (\text{г})$$

$$\Delta H^0_{298} = 177{,}88\ \text{кДж/моль},\quad \Delta S^0_{298} = 160{,}48\ \text{Дж/град} \cdot \text{моль},$$

$$\Delta G^0_{1500} = -62{,}84\ \text{кДж/моль}.$$

Первая реакция экзотермическая, протекает с уменьшением объема. Возможность этой реакции ($\Delta G < 0$) определяется действием энтальпийного фактора, которое перекрывает противодействие энтропийного фактора (по абсолютному значению $|\Delta H| > |T\Delta S|$).

Вторая реакция экзотермическая, протекает с увеличением объема. Возможность этой реакции ($\Delta G < 0$), наоборот, определяется энтропийным фактором. При высокой температуре энтропийный фактор перекрывает энтальпийный фактор (т. е. $|\Delta H| < |T\Delta S|$) и реакция протекает самопроизвольно.

Влияние температуры на направление реакции. Согласно уравнению

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

влияние температуры на ΔG определяется знаком и величиной ΔS.

На рис. 112 показана зависимость ΔG ряда реакций от температуры *. Для реакции

$$2C\ (\text{графит}) + O_2\ (г) = 2CO\ (г), \quad \Delta S > 0,$$

протекающей с увеличением энтропии, повышение температуры приводит к увеличению отрицательного значения ΔG. Высокотемпературный режим благоприятствует протеканию процесса. Для реакции

$$2Hg\ (ж) + O_2\ (г) = 2HgO\ (к), \quad \Delta S < 0,$$

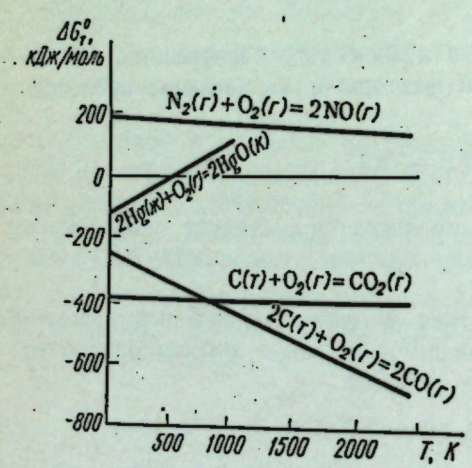


Рис. 112. Зависимость ΔG^0 ряда реакций от температуры

протекающей с уменьшением энтропии, с повышением температуры отрицательное значение ΔG уменьшается. Следовательно, в этом случае высокотемпературный режим препятствует протеканию процесса. При соответствующей температуре ΔG приобретает положительное значение, и тогда реакция должна протекать в обратном направлении. Как видно на рис. 112, изменение знака ΔG для этой реакции достигается при 500 К. Выше этой температуры реакция протекает в обратном направлении:

$$2HgO\ (к) = 2Hg\ (ж) + O_2\ (г), \quad \Delta S > 0.$$

Таким образом, при низкотемпературном режиме (до 500 К) ртуть окисляется кислородом, в то время, как при высокотемпературном режиме (выше 500 К), оксид ртути распадается с выделением кислорода. Эти процессы можно использовать для получения кислорода в лаборатории.

Если же при протекании процесса энтропия системы не изменяется, то значение ΔG от температуры практически не зависит. Так, для реакции

$$C\ (\text{графит}) + O_2\ (г) = CO_2\ (г), \quad \Delta S \cong 0$$

зависимость $\Delta G = f(T)$ на рис. 112 выражается прямой, практически параллельной оси абсцисс.

Процессы, протекающие с уменьшением энтальпии ($\Delta H < 0$) и увеличением энтропии ($\Delta S > 0$), практически необратимы.

* Если пренебречь влиянием T на значение ΔH и ΔS, то приведенная зависимость $\Delta G = f(T)$ является уравнением прямой, наклон которой определяется знаком ΔS. На рис. 112 при $\Delta S > 0$ прямая идет вниз, при $\Delta S < 0$ — вверх.

В этом случае ΔG всегда будет иметь отрицательное значение, какую бы температуру ни применяли.

К необратимым процессам относится, например, разложение хлората (V) калия:

$$2KClO_3\ (к) = 2KCl\ (к) + 3O_2\ (г)$$

$$\Delta H^0_{298} = -89{,}4\ \text{кДж/моль}, \quad \Delta S^0_{298} = 494{,}3\ \text{кДж/град·моль}.$$

Стандартная энергия Гиббса образования. Под стандартной энергией Гиббса образования ΔG^0_f понимают изменение энергии Гиббса при реакции образования 1 моля вещества, находящегося в стандартном состоянии, из простых веществ, каждое из которых также находится в стандартном состоянии. Это определение подразумевает, что стандартная энергия Гиббса образования простого вещества, устойчивого в стандартных условиях, равна нулю.

Изменение энергии Гиббса, как и изменение энтальпии и энтропии системы, не зависит от пути процесса. Поэтому для реакции вида

$$aA + bB + \cdots = dD + eE + \cdots$$

Таблица 19

Стандартная энергия Гиббса образования ($\Delta G^0_{f,298}$) некоторых веществ

Вещество	$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль
Al (г)	288,7	H_2O (ж)	—237,24
Al^{3+} (р)	—490,54	H_2SO_4 (ж)	—814,2
Al_2O_3 (к)	—1582	K^+ (р)	—281,3
$Al_2(SO_4)_3$ (к)	—3102,9	KCl (к)	—408,0
C (алмаз)	2,833	$KClO_3$ (к)	—289,9
CH_4 (г)	—50,79	KNO_3 (к)	—393,1
CO (г)	—137,14	KOH (к)	—380,2
CO_2 (г)	—394,6	$MgSO_4$ (к)	—1158,7
$CaCl_2$ (к)	—750,2	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (к)	—2868
$CaCO_3$ (к)	—1128,8	N (г)	455,5
CaF_2 (к)	—1161,9	NO (г)	86,58
CaO (к)	—604,2	NO_2 (г)	51,5
$Ca(OH)_2$ (к)	—896,8	NO_3^- (р)	—111,7
Cl (г)	105,3	Na (г)	77,3
Cl^- (г)	—239,9	Na^+ (г)	—575,6
Cl^- (р)	—131,4	NaCl (к)	—384,0
H (г)	203,3	NaOH (к)	—380,7
H^+ (г)	1516,99	Na_2SO_4 (к)	—1266,8
H^+ (р)	0	O (г)	231,8
HBr (г)	—53,4	O_3 (г)	162,7
HCl (г)	—94,5	OH^- (р)	157,4
HF (г)	—272,99	S (монокл.)	0,188
HI (г)	1,78	SO_2 (г)	—300,4
H_3N (г)	—16,7	SO_3 (г)	—370,0
HNO_3 (ж)	—80,9	SO_3 (ж)	—499,0
H_2O (г)	—228,61	ZnO (к)	—320,88

изменение стандартной энергии Гиббса ΔG^0 равно разности между суммой стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции и суммой стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ:

$$\Delta G^0 = \left(d\Delta G^0_{f,\,D} + e\Delta G^0_{f,\,E} + \cdots\right) - \left(a\Delta G^0_{f,\,A} + b\Delta G^0_{f,\,B} + \cdots\right)$$

или

$$\Delta G^0 = \sum \Delta G^0_{f,\,\text{прод}} - \sum \Delta G^0_{f,\,\text{исх}}.$$

Пользуясь значениями $\Delta G^0_{f,298}$, приведенными в табл. 19, вычислим ΔG^0_{298} реакции

$$\underset{86{,}58}{NO\ (г)} + \tfrac{1}{2}\underset{0}{O_2\ (г)} = \underset{51{,}5}{NO_2\ (г)}$$

$$\Delta G^0_{298} = \Delta G^0_{f,\,NO_2} - \left(\Delta G^0_{f,\,NO} + \tfrac{1}{2}\Delta G^0_{f,\,O_2}\right)$$

Подставляя значения ΔG^0_f, указанные под символами веществ уравнения реакции, получим

$$\Delta G^0_{298} = 51{,}5 - (86{,}58 + 0) = -35{,}08 \text{ кДж/моль}.$$

Найденная величина ΔG^0_{298} означает, что образование 1 моля NO_2 при стандартных условиях, т. е. при $p_{NO} = p_{O_2} = p_{NO_2} =$ = 101,3 кПа, и общем давлении 303,9 кПа, сопровождалось бы при 298 К уменьшением энергии Гиббса системы на 35,08 кДж/моль NO_2.

При пользовании значениями стандартной энергии Гиббса критерием принципиальной возможности процесса в нестандартных условиях следует принять условие $\Delta G^0 \ll 0$, а критерием принципиальной невозможности осуществления процесса — неравенства $\Delta G^0 \gg 0$. Разумеется, если $\Delta G^0 = 0$, то это вовсе не означает, что в реальных условиях система будет находиться в равновесии. Таким образом, во многих случаях значениями ΔG^0 можно пользоваться лишь для приближенной оценки направления реакций.

Глава 3
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

§ 1. Константа химического равновесия

Большинство химических реакций обратимо, т. е. протекают они одновременно в противоположных направлениях. Рассмотрим обратимую реакцию

$$2H_2\ (г) + O_2\ (г) \rightleftarrows 2H_2O\ (г); \quad \Delta H < 0, \quad \Delta S < 0.$$

Протекание реакции в прямом направлении сопровождается выделением теплоты ($\Delta H < 0$). Энтропия системы при этом уменьшается ($\Delta S < 0$), так как в результате реакции из 3 молей газов образуются 2 моля газов. Таким образом, движущей силой этого процесса является энергетический (энтальпийный) фактор.

Протекание рассматриваемой реакции в обратном направлении сопровождается поглощением теплоты ($\Delta H > 0$); энтропия системы возрастает ($\Delta S > 0$). Таким образом, движущей силой этого процесса является энтропийный фактор.

Представим себе, что при 2000° С и 101,3 кПа в закрытый сосуд введена смесь водорода и кислорода. Происходит процесс образования паров воды. Его протекание обеспечивает энтальпийный фактор. Но с появлением паров воды начинает действовать энтропийный фактор — часть образовавшейся воды разлагается на водород и кислород. Вначале действие энтальпийного фактора преобладает над действием энтропийного фактора. Но в конце концов действие этих двух противоположно действующих факторов уравновешивается: $\Delta H = T\Delta S$, т. е. $\Delta G = 0$. Наступает химическое равновесие. При химическом равновесии число образующихся в единицу времени молекул (или других частиц) при прямой реакции равно числу молекул (других частиц), вступивших во взаимодействие при обратной реакции, т. е. химическое равновесие является *динамическим*. В состоянии химического равновесия *скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции*.

Таким образом, вследствие обратимости процесса полного превращения водорода и кислорода в воду не происходит: в результате взаимодействия в сосуде присутствует смесь всех трех газов — водорода, кислорода и паров воды. Это наблюдение можно обобщить: самопроизвольное протекание химических реакций происходит до известного предела — до установления в системе химического равновесия ($\Delta G = 0$). К равновесию можно подойти с противоположной стороны — как за счет взаимодействия исходных веществ, так и за счет взаимодействия конечных продуктов.

После наступления равновесия концентрации веществ (исходных и продуктов) при данных условиях остаются неизменными. Эти концентрации называют *равновесными*.

Химические реакции различаются по степени протекания. Одни реакции протекают в данных условиях практически до конца, другие — в очень малой степени. Сравним степень протекания реакции синтеза паров воды из простых веществ и ее разложения на простые вещества при 2000° С и 101,3 кПа. Экспериментально установлено, что при этих условиях из исходной смеси 1 моля H_2 и 0,5 молей O_2 в момент достижения равновесия в системе содержится 0,994 моля H_2O, 0,006 моля H_2 и 0,003 моля O_2. Такое же соотношение концентраций компонентов возникает при введении в сосуд 1 моля воды. Таким образом, при 2000° С и 101,3 кПа реакция синтеза паров воды протекает практически до конца, тогда как реакция разложения воды протекает в ничтожной степени.

Закон действующих масс. О степени протекания процесса можно судить на основании *закона действующих масс*, которому подчиняется система в состоянии равновесия: *частное от деления произведения равновесных концентраций продуктов реакции на произведение равновесных концентраций исходных веществ является величиной постоянной* (Гульдберг и Вааге, 1864—1867). Эту величину называют *константой равновесия*; ее обозначают K.

Для реакции, записываемой в общем виде

$$aA + bB + \cdots \rightleftarrows dD + eE + \cdots$$

в состоянии равновесия выполняется соотношение

$$K = \frac{[D]^d [E]^l \ldots}{[A]^a [B]^b \ldots},$$

где [A], [B], ..., [D], [E]... — равновесные концентрации веществ A, B, ..., D, E ...; a, b, ..., d, e... — показатели степени, в которую возводится концентрация данного вещества — численно равны коэффициентам перед формулой веществ в уравнении реакции.

Значения K находят путем расчета или на основании экспериментальных данных. Рассмотрим равновесную систему

$$H_2\ (г) + I_2\ (г) \rightleftarrows 2HI\ (г)$$

при 698 К (425° С). В табл. 20 приведены равновесные концентрации компонентов этой системы, найденные опытным путем. В первых пяти опытах в качестве исходной была взята смесь H_2 и I_2 в разных соотношениях. В трех последних опытах в качестве исходного был взят HI. Как видно из приведенных расчетов, при равновесии соотношение концентраций компонентов постоянно независимо от их значений:

$$K_{698} = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} = 54{,}441.$$

Таблица 20

Равновесные концентрации компонентов в системе $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ при 425°С

Номер опыта	Равновесные концентрации, моль/л			$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
	H_2	I_2	HI	
1	$1{,}8313 \cdot 10^{-3}$	$3{,}1292 \cdot 10^{-3}$	$17{,}671 \cdot 10^{-3}$	54,491
2	$1{,}2523 \cdot 10^{-3}$	$2{,}3360 \cdot 10^{-3}$	$16{,}671 \cdot 10^{-3}$	53,964
3	$2{,}9070 \cdot 10^{-3}$	$1{,}7069 \cdot 10^{-3}$	$16{,}482 \cdot 10^{-3}$	54,748
4	$3{,}5600 \cdot 10^{-3}$	$1{,}2500 \cdot 10^{-3}$	$15{,}588 \cdot 10^{-3}$	54,604
5	$4{,}5647 \cdot 10^{-3}$	$0{,}7378 \cdot 10^{-3}$	$13{,}544 \cdot 10^{-3}$	54,468
6	$0{,}4789 \cdot 10^{-3}$	$0{,}4789 \cdot 10^{-3}$	$3{,}531 \cdot 10^{-3}$	54,455
7	$0{,}4953 \cdot 10^{-3}$	$0{,}4953 \cdot 10^{-3}$	$3{,}655 \cdot 10^{-3}$	50,455
8	$1{,}1409 \cdot 10^{-3}$	$1{,}1409 \cdot 10^{-3}$	$8{,}410 \cdot 10^{-3}$	54,537
			Среднее значение	54,441

Для выражения состояния равновесия при взаимодействии между газообразными веществами часто вместо концентраций используют равновесные парциальные давления реагентов*:

$$K_p = \frac{p_D^d\, p_E^e \cdots}{p_A^a\, p_B^b \cdots}.$$

Для упомянутой реакции

$$K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2}\, p_{I_2}}.$$

Константа равновесия — важная характеристика реакции. По ее значению можно судить о направлении процесса при исходном соотношении концентраций реагирующих веществ, о максимально возможном выходе продукта реакции при тех или иных условиях.

Влияние на константу равновесия температуры. Константа химического равновесия зависит от природы реагентов и от температуры. Она связана с изменением стандартной энергии Гиббса химической реакции ΔG^0 уравнением

$$\Delta G^0 = -RT \ln K.$$

Приведенное уравнение** позволяет по величине ΔG^0 вычислить K, а затем и равновесные концентрации (парциальные давления) реагентов. Большим отрицательным значениям ΔG^0 ($\Delta G^0 \ll 0$) отвечают большие значения K ($K \gg 1$), т. е. в равновесной смеси преобладают продукты взаимодействия. При больших положительных значениях ΔG^0 ($\Delta G^0 \gg 0$) в равновесной смеси преобладают исходные реагенты ($K \ll 1$). Если учесть, что

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -RT \ln K,$$

то после некоторого преобразования получим

$$K = e^{-\frac{\Delta H^0}{RT}}\, e^{\frac{\Delta S^0}{R}}.$$

---

* Константа равновесия, выражаемая через равновесные концентрации реагентов K_c, и константа равновесия, выражаемая через их парциальные давления K_p, связаны уравнением $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, где Δn — изменение числа молей газов во время реакции. В реакции, где число молей газов не изменяется, $\Delta n = 0$ и $K_p = K_c$.

** При 298К ΔG^0_{298} (кДж) $= -5{,}71\ \lg K_{298}$.

Из этого уравнения видно, что константа равновесия очень чувствительна к изменению температуры. Для эндотермических процессов повышение температуры отвечает увеличению константы равновесия, для экзотермических — ее уменьшению. От давления (если оно не очень велико) константа равновесия не зависит.

Зависимость константы равновесия от энтальпийного и энтропийного факторов свидетельствует о влиянии на нее природы реагентов.

§ 2. Принцип Ле Шателье

Состояние химического равновесия сохраняется при данных условиях любое время. При изменении же условий равновесие нарушается. Влияние, оказываемое на равновесную систему каким-либо внешним воздействием, например изменением концентрации реагентов, давления или температуры, можно предсказать, пользуясь *принципом Ле Шателье (принципом подвижного равновесия)*:

если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в таком направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.

Так, согласно принципу Ле Шателье, введение в равновесную систему дополнительных количеств какого-либо реагента вызывает сдвиг равновесия в том направлении, при котором концентрация этого вещества уменьшается и соответственно увеличивается концентрация продуктов его взаимодействия. Допустим, к равновесной системе

$$2CO\ (г) + O_2 \rightleftarrows 2CO_2\ (г);\quad K = [CO_2]^2/[CO]^2\,[O_2]$$

добавлен кислород. Это вызовет усиление процесса образования оксида углерода (IV). Процесс будет идти до тех пор, пока система не придет к состоянию равновесия. В этом новом состоянии химического равновесия концентрации (парциальные давления) всех веществ отличны от начальных, но соотношение между ними, выражаемое константой равновесия, остается тем же. Таким образом, в системе, находящейся в равновесии, нельзя изменить концентрацию какого-нибудь из реагентов, не вызывая изменения концентрации всех остальных.

Изменение давления влияет на состояние равновесия в тех случаях, когда реакция сопровождается изменением объема системы. В соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления сдвигает химическое равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объема. При понижении давления проявляется обратная зависимость. Так, для равновесной системы (при 298 К)

$$\underset{\text{1 объем}}{N_2O_4\ (г)} \rightleftarrows \underset{\text{2 объема}}{2NO_2\ (г)};\quad K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

при давлении 50,6 кПа степень диссоциации N_2O_4 составляет 25,7%. Повышение же давления вдвое (до 101,3 кПа) приводит к уменьшению степени диссоциации N_2O_4 до 18,5%. Иными словами, при повышении давления равновесие смещается в сторону превращения NO_2 в N_2O_4, т. е. в сторону реакции, идущей с уменьшением объема.

Поскольку при равновесии соблюдается условие $\Delta H = T\Delta S$, изменение температуры приводит к изменению и ΔH. При повышении температуры в системе усиливается действие энтропийного фактора ($T\Delta S > 0$), т. е. усиливается эндотермический процесс. При понижении температуры роль энтропийного фактора, наоборот, ослабевает, т. е. становится более заметным экзотермический процесс. Согласно принципу Ле Шателье, повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того из процессов, течение которого сопровождается поглощением теплоты, а понижение температуры действует в противоположном направлении. Так, в рассмотренных выше равновесных системах

$$2CO\ (г) + O_2\ (г) \rightleftarrows 2CO_2\ (г),\quad \Delta H < 0;$$

$$N_2O_4\ (г) \rightleftarrows 2NO_2\ (г),\quad \Delta H > 0$$

повышение температуры приводит к разложению CO_2 и N_2O_4 соответственно, а понижение температуры способствует, наоборот, синтезу CO_2 и N_2O_4.

Изучение химического равновесия имеет большое значение как для теоретических исследований, так и для решения практических задач. Определяя положение равновесия для различных температур и давлений, можно выбрать наиболее благоприятные условия проведения химического процесса. При окончательном выборе условий проведения процесса учитывают также их влияние на скорость процесса. Необходимы такие условия, чтобы достигался максимально возможный выход продукта (смещение химического равновесия) при наибольшей скорости процесса его образования.

§ 3. Константа ионизации

Электролитическая диссоциация веществ в растворе — процесс обратимый. Применив закон действующих масс к процессу распада соединения K_nA_m в растворе на ионы K^{m+} и A^{n-}

$$K_nA_m\ (р) \rightleftarrows nK^{m+}\ (р) + mA^{n-}\ (р),$$

получим

$$K = \frac{[K^{m+}]^n\,[A^{n-}]^m}{[K_nA_m]}.$$

В этом случае константа равновесия характеризует ионизацию вещества в растворе, поэтому ее называют *константой ионизации*. Очевидно, чем больше константа ионизации, тем более ионизировано

соединение. Поскольку константа равновесия от концентрации не зависит, константа ионизации дает более общую характеристику силы электролита, чем степень ионизации.

Однако это верно лишь для слабых электролитов, растворы которых содержат сравнительно немного ионов. У сильных же электролитов вследствие большого числа ионов заметно сказывается электростатическое взаимодействие ионов друг с другом. Это лишает ион возможности вести себя независимо от других. Свойства электролита оказываются такими, как будто бы концентрация его ионов иная, чем на самом деле. Результатом этого является отклонение от закона действующих масс и изменение величины K при изменении концентрации растворенного вещества (в частности, при разбавлении раствора).

Для распространения закона действующих масс на сильные электролиты вместо концентрации вещества в выражение константы равновесия подставляют его эффективную концентрацию (т. е. проявляющую себя в действии) — так называемую *активность* a. Например, для сильного электролита K_nA_m

$$K = \frac{a^n_{K^{m+}}\, a^m_{A^{n-}}}{a_{K_nA_m}}.$$

Как и концентрацию, активность выражают в моль/л. Соотношение между активностью a и концентрацией c дается выражением $a = fc$, где f — *коэффициент активности*. Он характеризует отличие свойств растворов сильных электролитов от свойств разбавленных растворов слабых электролитов. В предельно разбавленных растворах (близких к «идеальным») практически отсутствует электростатическое взаимодействие ионов из-за их удаленности друг от друга. В этом случае коэффициент активности близок к единице, т. е. $a \cong c$. Активность и коэффициент активности определяют на основании экспериментальных данных.

При обсуждении последующего материала примем, что концентрации разбавленных растворов электролитов существенно не отличаются от их активностей.

Константы ионизации кислот и оснований. Применим закон действующих масс к ионизации кислоты в водном растворе. Например, для ионизации уксусной кислоты

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows OH_3^+ + CH_3COO^-$$

константа равновесия будет

$$K = \frac{[OH_3^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]\,[H_2O]}.$$

В разбавленных растворах концентрация воды H_2O — величина практически постоянная. Поэтому эту величину целесообразно включить в константу равновесия $K[H_2O] = K_a$. Константу равновесия K_a называют *константой ионизации кислоты**:

$$K_a = \frac{[OH_3^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

или при упрощенной записи

$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$$

$$K_a = \frac{[H^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1{,}754 \cdot 10^{-5}, \quad pK_a = 4{,}75.$$

Константу ионизации кислоты можно определить экспериментально по измерению электрической проводимости раствора.

Очевидно, что чем сильнее кислота, тем ее константа ионизации больше (табл. 21). Для характеристики силы кислоты часто вместо K_a применяют отрицательный десятичный логарифм ее численного значения и обозначают pK_a**:

$$pK_a = -\lg K_a.$$

Для слабых кислот значения pK_a положительны, и чем слабее кислота, тем больше величина pK_a. Для сильных кислот величины pK_a отрицательны (см. табл. 21).

Многоосновные кислоты ионизируются ступенчато, и каждая ступень ионизации характеризуется своим значением константы ионизации K_a и pK_a, например:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$$

$$K_{a1} = \frac{[H^+]\,[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7{,}25 \cdot 10^{-3}; \quad pK_{a1} = 2{,}12.$$

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$K_{a2} = \frac{[H^+]\,[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6{,}31 \cdot 10^{-8}; \quad pK_{a2} = 7{,}20.$$

$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

$$K_{a3} = \frac{[H^+]\,[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 1{,}26 \cdot 10^{-12}; \quad pK_{a3} = 11{,}9.$$

Для неорганических кислородсодержащих кислот первая, вторая и третья константы ионизации находятся в соотношении, примерно

---

* Индекс a происходит от английского слова acid — кислота.

** p — начальная буква датского слова potenz — математическая степень.

равном $1 : 10^{-5} : 10^{-10}$. В справедливости указанного соотношения для H_3PO_4 нетрудно убедиться, если сопоставить приведенные выше значения K_{a1}, K_{a2}, K_{a3}. Первый ион водорода отрывается от молекулы кислоты легче, а последующие все труднее, так как возрастает отрицательный заряд кислотного остатка. (В частности, поэтому в растворе фосфорной кислоты ионов PO_4^{3-} почти нет.)

Сила кислородсодержащих кислот зависит от строения молекулы. Формулу кислородсодержащих кислот в общем виде можно записать $ЭO_m(OH)_n$, имея в виду, что в их молекулах имеются связи H—O—Э и Э=O. Как показывают исследования, сила кислот практически не зависит от n (числа OH-групп), но заметно возрастает с увеличением m (числа несвязанных в OH-группы атомов кислорода, т. е. со связями Э=O). По первой ступени ионизации кислоты типа $Э(OH)_n$ относятся к очень слабым ($K_{a1} = 10^{-8} — 10^{-11}$, $pK_{a1} = 7 — 10$), типа $ЭO(OH)_n$ — к слабым ($K_{a1} = 10^{-2} — 10^{-4}$, $pK_{a1} = 1{,}5 — 4$), типа $ЭO_2(OH)_n$ — к сильным и типа $ЭO_3(OH)_n$ — к очень сильным (табл. 21).

Резкое возрастание силы в ряду кислот с увеличением m можно объяснить оттягиванием электронной плотности от связи H—O на связь Э=O.

С увеличением степени окисления центрального атома Э изменение состава образуемых им кислородсодержащих кислот отвечает увеличению m, например: $\overset{+4}{H_2SO_3}$ и $\overset{+6}{H_2SO_4}$; $\overset{+3}{HNO_2}$ и $\overset{+5}{HNO_3}$. Поэтому с увеличением степени окисления центрального атома сила кислот обычно возрастает, например:

HClO Cl(OH) $pK_a = 7{,}3$	$HClO_2$ ClO(OH) $pK_a = 1{,}97$	$HClO_3$ $ClO_2(OH)$ $pK_a = -1$	$HClO_4$ $ClO_3(OH)$ $pK_a = \sim -10$

В этом проявляется общая закономерность: с увеличением степени окисления элемента в ряду его гидроксидов основные свойства ослабевают, кислотные — усиливаются, например:

$Mn(OH)_2$ основание средней силы	$Mn(OH)_3$ основание слабое	$Mn(OH)_4$ H_4MnO_4 амфотерное соединение	H_2MnO_4 кислота сильная	$HMnO_4$ кислота очень сильная

О силе оснований можно судить по значению *константы ионизации оснований*, которую обозначают K_b^*. Из сравнения K_b гидроксидов LiOH ($K_b = 6{,}75 \cdot 10^{-1}$, $pK_b = 0{,}17$) и NaOH ($K_b = 5{,}9$, $pK_b = -0{,}77$) видно, что второе основание сильнее, чем первое.

* Индекс b происходит от английского слова base — основание.

Таблица 21

Классификация кислородсодержащих кислот по их силе в водных растворах *

Тип кислоты	Кислота	K_a	pK_a	Сила кислот
Э(OH)	HBrO	$2{,}06 \cdot 10^{-9}$	8,7	Очень слабые
	HClO	$5{,}01 \cdot 10^{-8}$	7,3	
	HIO	$2{,}3 \cdot 10^{-11}$	10,64	
	H_3AsO_3	$6 \cdot 10^{-10}$	9,2	
	H_3BO_3	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$	9,24	
	H_4SiO_4	$2 \cdot 10^{-10}$	9,7	
	H_6TeO_6	$2{,}0 \cdot 10^{-8}$	9,9	
ЭO(OH)	$HClO_2$	$1{,}1 \cdot 10^{-2}$	1,97	Слабые
	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	3,4	
	H_2CO_3	$1{,}32 \cdot 10^{-4}$	3,88	
	H_2SO_3	$1{,}58 \cdot 10^{-2}$	1,8	
	H_3AsO_4	$5{,}89 \cdot 10^{-3}$	2,22	
	H_3PO_4	$7{,}52 \cdot 10^{-3}$	2,12	
	H_5IO_6	$2{,}8 \cdot 10^{-2}$	1,55	
$ЭO_2(OH)$	$HBrO_3$	$2 \cdot 10^{-1}$	0,7	Сильные
	$HClO_3$		~ -1	
	HIO_3	$1{,}7 \cdot 10^{-1}$	0,77	
	HNO_3	4,36·10	—1,64	
	H_2MnO_4	$\sim 10^{-1}$	~ 1	
	H_2SO_4	$1 \cdot 10^{3}$	—3	
$ЭO_3(OH)$	$HClO_4$		~ -10	Очень сильные
	$HMnO_4$	$2 \cdot 10^{2}$	—2,3	

* В таблице приведены значения K_a первой ступени ионизации кислот.

§ 4. Константа устойчивости комплексов

Комплексные соединения в растворах обычно ионизируются на внешнюю и внутреннюю сферы:

$$[Ni(NH_3)_6]Cl_2\ (к) \rightleftarrows Ni(NH_3)_6^{2+}\ (р) + 2Cl^-\ (р)$$

Комплексные ионы в растворах в свою очередь подвергаются в большей или меньшей степени распаду на составные части:

$$Ni(NH_3)_6^{2+}\ (р) \rightleftarrows Ni^{2+}\ (р) + 6H_3N\ (р)$$

Устойчивость комплексов можно оценить с помощью закона действующих масс, выразив состояние равновесия с помощью константы равновесия, называемой *константой нестойкости* $K_{нест}$:

$$K_{нест} = \frac{[Ni^{2+}][H_3N]^6}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]} = 9{,}8 \cdot 10^{-9}, \quad pK_{нест} = 8{,}01.$$

Очевидно, чем устойчивее комплекс, тем он в меньшей степени подвергается распаду и тем меньше его константа нестойкости.

Об устойчивости комплекса можно судить также по константе равновесия его образования — так называемой *константе устойчивости* $K_{уст}$. Константа устойчивости $K_{уст}$ — величина, обратная константе нестойкости $K_{нест}$:

$$K_{уст} = 1/K_{нест}.$$

Для реакции образования иона $Ni(NH_3)_6^{2+}$ в растворе

$$Ni^{2+}(р) + 6H_3N(р) \rightleftarrows Ni(NH_3)_6^{2+}(р)$$

константа устойчивости будет

$$K_{уст} = \frac{[Ni(NH_3)_6^{2+}]}{[Ni^{2+}][H_3N]^6} = 1{,}02 \cdot 10^8, \quad pK_{уст} = -8{,}01.$$

Константа устойчивости является мерой комплексообразования — большей величине константы устойчивости соответствует большая концентрация комплекса при равновесии.

Сравнение константы устойчивости комплексных ионов

$Ag(NO_2)_2^-$	$Ag(NH_3)_2^+$	$Ag(S_2O_3)_2^{3-}$	$Ag(CN)_2^-$
$7{,}7 \cdot 10^2$	$1{,}5 \cdot 10^7$	$1 \cdot 10^{13}$	$1 \cdot 10^{21}$

показывает, что наиболее устойчив из этих комплексов последний, а наименее устойчив — первый.

Образование комплексов в растворе заключается в последовательном внедрении лигандов во внутреннюю сферу комплексообразователя с отщеплением первоначально координационных молекул растворителя, например:

$$Ni(OH_2)_6^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(OH_2)_5(NH_3)^{2+} + H_2O$$

$$\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots$$

$$Ni(OH_2)(NH_3)_5^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_6^{2+} + H_2O$$

$$Ni(OH_2)_6^{2+} + 6H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_6^{2+} + 6H_2O$$

Наоборот, при распаде комплекса на составные части в растворе происходит замена лигандов на молекулы растворителя. Таким образом, реакции комплексообразования и распада комплексов в растворе по сути дела являются реакциями замещения лигандов. При этом концентрация воды практически не изменяется, поэтому в выражение константы устойчивости (нестойкости) ее не включают.

Поскольку образование и распад комплексов в растворе происходят ступенчато, каждой ступени отвечает определенная величина константы устойчивости (образования) и константы нестойкости комплекса. Частные константы устойчивости для иона $Ni(NH_3)_6^{2+}$ можно записать:

$$Ni^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)^{2+}, \quad K_1 = \frac{[Ni(NH_3)^{2+}]}{[Ni^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_1 = 2{,}67;$$

$$Ni(NH_3)^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_2^{2+}, \quad K_2 = \frac{[Ni(NH_3)_2^{2+}]}{[Ni(NH_3)^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_2 = 2{,}12;$$

$$Ni(NH_3)_2^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_3^{2+}, \quad K_3 = \frac{[Ni(NH_3)_3^{2+}]}{[Ni(NH_3)_2^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_3 = 1{,}61;$$

$$Ni(NH_3)_3^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_4^{2+}, \quad K_4 = \frac{[Ni(NH_3)_4^{2+}]}{[Ni(NH_3)_3^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_4 = 1{,}07;$$

$$Ni(NH_3)_4^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_5^{2+}, \quad K_5 = \frac{[Ni(NH_3)_5^{2+}]}{[Ni(NH_3)_4^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_5 = 0{,}63;$$

$$Ni(NH_3)_5^{2+} + H_3N \rightleftarrows Ni(NH_3)_6^{2+}, \quad K_6 = \frac{[Ni(NH_3)_6^{2+}]}{[Ni(NH_3)_5^{2+}][H_3N]}; \quad \lg K_6 = -0{,}09.$$

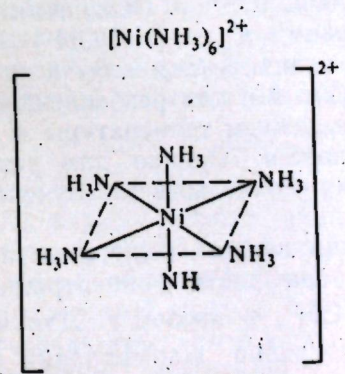
Легко показать, что общая константа устойчивости $K_{уст}$ комплекса равна произведению частных констант, отвечающих отдельным стадиям комплексообразования: $K_{уст} = K_1 K_2 K_3 \ldots K_n$.

Для рассматриваемого примера это будет:

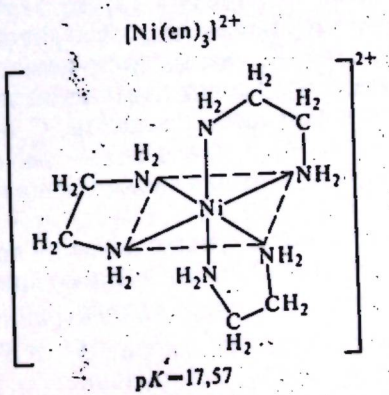
$$K_{уст} = K_1 K_2 K_3 K_4 K_5 K_6 = \frac{[Ni(NH_3)_6^{2+}]}{[Ni^{2+}][NH_3]^6} = 1{,}02 \cdot 10^8, \quad pK_{уст} = -8{,}01.$$

Рассмотренный материал показывает, что при растворении комплексных соединений или при образовании комплексов в растворе происходят сложные процессы замещения лигандов.

Хелатные комплексы более устойчивы, чем аналогичные комплексы с похожими по свойствам монодентантными лигандами. Например, этилендиаминовый комплекс никеля (II) устойчивее, чем аналогичный аммиакатный, более чем в 10^9 раз:



$pK = 8{,}01$



$pK = 17{,}57$

Для реакции перехода нехелатного $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ в хелатный комплекс $[Ni(en)_3]^{2+}$ ΔH^0 и ΔS^0 имеют следующие значения:

$$[Ni(NH_3)_6]^{2+} + 3en \rightleftarrows [Ni(en)_3]^{2+} + 6H_3N, \quad pK = 9{,}56;$$

$$\Delta H^0_{298} = -25 \text{ кДж/моль}, \quad \Delta S^0_{298} = 110 \text{ Дж/(град·моль)}.$$

При этом переходе изменение ΔH^0 невелико. В то же время вследствие увеличения в результате реакции числа растворенных частиц и, следовательно, увеличения неупорядоченности системы наблюдается заметное возрастание энтропии. Большое повышение энтропии приводит к большому понижению энергии Гиббса. Повышение устойчивости хелатных структур по сравнению с нехелатными обусловлено, следовательно, прежде всего энтропийным фактором.

§ 5. Константа автопротолиза

Применим закон действующих масс к самоионизации воды

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows OH_3^+ + OH^-$$

или

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Константа ионизации воды

$$K_{298} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

может быть вычислена, например, по электрической проводимости. Как видно из выражения константы ионизации, вода в обычных условиях ионизирована крайне мало. Поэтому можно считать, что концентрация воды $[H_2O]$ — величина постоянная; она равна 55,56 моль/л $\left(\frac{1000 \text{ г/л}}{18 \text{ г/моль}} = 55{,}56 \text{ моль/л}\right)$. Уравнение для константы ионизации воды можно записать следующим образом:

$$K[H_2O] = [H^+][OH^-]$$

Следовательно, и произведение $K[H_2O]$ для данной температуры постоянно: $K[H_2O] = 1{,}8 \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}56 = 10^{-14}$. Обозначим произведение $K[H_2O] = K_w$. Следовательно, $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$.

Величина K_w называется *ионным произведением воды* и является постоянной не только для чистой воды, но и для разбавленных водных растворов любых веществ. С повышением температуры K_w увеличивается, с понижением — уменьшается. Однако для расчетов, относящихся к комнатной температуре, можно во всех случаях принимать $K_w = 10^{-14}$.

Ионное произведение воды — весьма важная величина, так как позволяет для любого водного раствора найти концентрацию H^+ (OH_3^+) при известной концентрации OH^-, и наоборот. Для чистой воды концентрация ионов H^+ (OH_3^+) равна концентрации ионов OH^-, т. е. среда нейтральная: $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7}$ моль/л.

Если концентрация ионов H^+ выше 10^{-7} моль/л, а концентрация OH^--ионов ниже этой величины, то раствор будет *кислым*. Наоборот, *щелочной* раствор соответствует концентрации ионов OH^- выше 10^{-7} моль/л при концентрации ионов H^+ ниже этой величины.

Количественное обозначение реакции среды можно упростить, если принять за основу так называемый *водородный показатель* pH, определяемый как десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком: $pH = -\lg [H^+]$. Тогда

Нейтральная среда	$pH = 7$
Кислая среда	$pH < 7$
Щелочная среда	$pH > 7$

Практически реакцию среды удобно определять с помощью *индикаторов* — веществ, меняющих свой цвет в зависимости от относительной концентрации ионов H^+ и OH^-.

Аналогично можно вывести ионные произведения и для других жидких веществ, например аммиака (при —33,4° С)

$$2H_3N \rightleftarrows NH_4^+ + NH_2^-; \quad [NH_4^+][NH_2^-] = K_s; \quad pK_s = 22;$$

сульфата водорода

$$2H_2SO_4 \rightleftarrows SO_4H_3^+ + HSO_4^-; \quad [SO_4H_3^+][HSO_4^-] = K_s; \quad pK_s = 3;$$

фторида водорода

$$2HF \rightleftarrows FH_2^+ + F^-; \quad [FH_2^+][F^-] = K_s; \quad pK_s = 11{,}7.$$

Величину K_s называют *константой автопротолиза*.

§ 6. Равновесие в гетерогенных системах

Константа равновесия. Рассмотрим процессы, в которых наряду с реагентами в газовом состоянии участвуют реагенты в твердом или жидком состоянии, не образующие друг с другом твердых растворов. Концентрации насыщенных паров жидких и твердых веществ в газовой фазе при данной температуре — величины постоянные. Вследствие этого их концентрации можно включить в константу равновесия, а выражение закона действующих масс упростить. Так, для реакции термической диссоциации карбоната кальция

$$CaCO_3 \text{ (т)} = CaO \text{ (т)} + CO_2 \text{ (г)}$$

выражение для константы равновесия можно записать: $K = [CO_2]$ или $K_p = p_{CO_2}$. Отсюда видно, что при равновесии концентрация диоксида углерода при каждой данной температуре — величина постоянная, не зависящая от количеств $CaCO_3$ и CaO. Следовательно, в замкнутой системе при данной температуре карбонат кальция будет разлагаться до тех пор, пока p_{CO_2} не достигнет определенной величины, например:

Температура, °С	762	808	870	904
p_{CO_2}, кПа	133	266	665	1065

Аналогичное выражение для константы получается для всех реакций, в которых только один из компонентов находится в газовом состоянии, например для процессов термической диссоциации кристаллических оксидов, сульфидов, гидроксидов, кристаллогидратов и других соединений.

Произведение растворимости. Применим закон действующих масс к гетерогенной системе — насыщенному раствору малорастворимого соединения, находящегося в равновесии с твердой фазой. Если малорастворимое соединение K_mA_n распадется на катионы K^{n+} и анионы A^{m-}, то между твердой фазой и раствором установится равновесие:

$$K_mA_n\ (т) \rightleftarrows mK^{n+}\ (р) + nA^{m-}\ (р).$$

При равновесии в насыщенный раствор переходит в единицу времени столько ионов, сколько их вновь возвращается в осадок. Это равновесие характеризуется величиной константы равновесия, которую называют *произведением растворимости* и обозначают ПР:

$$ПР = [K^{n+}]^m [A^{m-}]^n.$$

Таким образом, *в насыщенном растворе малорастворимого соединения произведение концентраций его ионов в степени стехиометрических коэффициентов при данной температуре есть величина постоянная**.

Произведения растворимости некоторых малорастворимых соединений приведены в табл. 22.

Произведение растворимости характеризует растворимость вещества: чем больше ПР, тем больше растворимость. Так, согласно

Таблица 22

Произведение растворимости некоторых малорастворимых в воде соединений при 25°С

Соединение	ПР	pПР=—lg ПР	Соединение	ПР	pПР=—lgПР
AgCl	$1{,}78\cdot10^{-10}$	9,75	$CaCO_3$	$4{,}8\cdot10^{-9}$	8,32
AgBr	$5{,}3\cdot10^{-13}$	12,28	CaF_2	$4{,}0\cdot10^{-11}$	10,40
AgI	$8{,}3\cdot10^{-17}$	16,08	$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}0\cdot10^{-29}$	28,70
AgCN	$1{,}4\cdot10^{-16}$	15,84	$CaSO_4$	$9{,}1\cdot10^{-6}$	5,04
$AlPO_4$	$5{,}75\cdot10^{-19}$	18,24	CuS	$6{,}3\cdot10^{-36}$	35,20
$BaCO_3$	$5{,}1\cdot10^{-9}$	8,29	$Mg(OH)_2$	$5{,}5\cdot10^{-12}$	11,26
$BaSO_4$	$1{,}1\cdot10^{-10}$	9,97	PbS	$1{,}6\cdot10^{-27}$	26,60

* Поскольку раствор малорастворимого соединения получается очень разбавленным, то активности ионов в растворе можно приравнять их концентрациям.

данным табл. 22, в ряду AgCl—AgBr—AgI растворимость при 25° С уменьшается.

В насыщенном при 25° С растворе AgCl одновременно находится $\sqrt{1{,}78\cdot10^{-10}} = 1{,}33\cdot10^{-5}$ моль/л ионов Ag^+ и Cl^-, а в растворе AgI концентрации ионов Ag^+ и I^- составляют всего $\sqrt{8{,}3\cdot10^{-17}} = 0{,}91\times10^{-9}$ моль/л..

Из понятия ПР вытекает условие образования и растворения осадков. Когда $[K^{n+}]^m[A^{m-}]^n = ПР$, система находится в равновесии. Если же $[K^{n+}]^m[A^{m-}]^n > ПР$ или $[K^{n+}]^m[A^{m-}]^n < ПР$, то система стремится к новому состоянию равновесия, приводящему в первом случае к выпадению осадка, во втором — к его растворению. Иными словами, труднорастворимый электролит выпадает в осадок, когда произведение концентраций его ионов в растворе становится б о л ь ш е величины ПР, например в случае AgCl, когда $[Ag^+][Cl^-] > ПР$. Этого можно достигнуть прибавлением избытка электролита, содержащего ионы Ag^+ или Cl^-. Такой прием используется для наиболее полного осаждения веществ.

Растворение осадка происходит тогда, когда произведение концентраций его ионов в растворе станет м е н ь ш е величины ПР, т. е. в нашем примере, когда $[Ag^+][Cl^-] < ПР$. Этого можно достигнуть, связывая один из ионов, посылаемых осадком в раствор, в какое-либо другое соединение.

Часто вместо значений ПР применяют показатель растворимости рПР. Под последним понимают отрицательный логарифм произведения растворимости $рПР = -\lg ПР$.

Глава 4
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

§ 1. Скорость химической реакции

Одна из основных задач химии — установить зависимость между строением, энергетическими характеристиками химических связей и реакционной способностью веществ, изучить влияние различных факторов на скорость и механизм химических реакций. О принципиальной осуществимости процесса судят по величине изменения энергии Гиббса системы. Однако эта величина ничего не говорит о реальной возможности протекания реакции в данных конкретных условиях, не дает никакого представления о скорости и механизме процесса. Например, реакция взаимодействия оксида азота (II) с кислородом

$$2NO\ (г) + O_2\ (г) = 2NO_2\ (г), \quad \Delta G^0_{298} = -150\ кДж/моль$$

проходит очень быстро при комнатной температуре. В то время как реакция

$$2H_2\ (г) + O_2\ (г) = 2H_2O\ (г), \quad \Delta G^0_{298} = -456{,}5\ кДж/моль,$$

характеризующаяся значительно бо́льшим уменьшением энергии Гиббса, в обычных условиях практически не протекает. Смесь водорода с кислородом сохраняется при комнатной температуре без заметного взаимодействия очень длительное время, но в присутствии катализатора или при 700° С ($\Delta G^0_{1000} = -495{,}3$ кДж/моль) процесс протекает практически мгновенно (со взрывом).

Таким образом, для полного описания химической реакции необходимо знать также закономерности ее протекания во времени, т. е. ее скорость и детальный механизм. Скорость и механизм химических превращений изучает особый раздел химии — *химическая кинетика*.

Изучение скоростей реакций позволяет выяснить истинный механизм протекания сложных химических превращений. Это в свою очередь создает перспективы для нахождения путей управления химическим процессом, т. е. его скоростью и направлением. Выяснение кинетики реакций позволяет осуществить математическое моделирование реакций, происходящих в химических аппаратах, и с помощью электронно-вычислительной техники задачи оптимизации и автоматизации химико-технологических процессов.

Реакции могут быть *гомогенными* и *гетерогенными*. Гомогенные реакции протекают в однородной среде (например, в газовой фазе или жидком растворе). Гетерогенные реакции протекают в неоднородной среде — между веществами, которые находятся в разных фазах (твердой и жидкой, газовой и жидкой и т. д.). Таким образом, гомогенные реакции происходят равномерно во всем объеме, заполненном реагентами, гетерогенные — только на некоторых пограничных поверхностях — на границе раздела фаз. Примером гетерогенной реакции может служить реакция между веществом в газовой фазе и поверхностью жидкого или твердого тела.

Скоростью химической реакции называется число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (в случае гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (в случае гетерогенной реакции). Скорость реакции обычно характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени и чаще всего выражают в моль/см^3·мин.

О скорости реакции можно судить также по скорости изменения какого-либо свойства системы, например окраски, электрической проводимости, давления, спектра и т. д.

Если в моменты времени τ_1 и τ_2 концентрации одного из исходных веществ равны c_1 и c_2, то среднюю скорость v в интервале времени τ_1 и τ_2 можно выразить так:

$$v = \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau}.$$

Поскольку речь идет об убыли концентрации исходного вещества, изменение концентрации в этом случае берется со знаком минус.

В ходе химических процессов концентрации веществ меняются непрерывно. Поэтому важно знать величину скорости реакции в данный момент времени, т. е. мгновенную скорость реакции. Последняя выражается первой производной концентрации по времени:

$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}.$$

Если скорость реакции оценивается увеличением концентрации одного из продуктов реакции, то производная берется со знаком плюс.

На рис. 113 приведен график зависимости концентрации исходного вещества от времени. В каждый момент времени (например, τ_1) мгновенная скорость реакции равна тангенсу угла наклона кривой $v = \operatorname{tg}\alpha$.

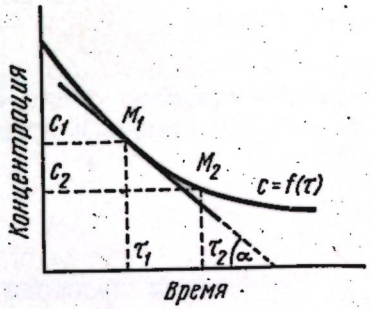


Рис. 113. Изменение концентрации исходного вещества в процессе реакции

Исследование скоростей химических реакций и анализ подобных графиков позволяет получить ценные сведения о механизмах реакций.

Скорость химических превращений зависит от природы реагирующих веществ, их концентраций и внешних условий.

Молекулярность реакции. В элементарном акте реакции могут принимать участие одна, две или три молекулы. По этому признаку различают *одномолекулярные*, *двухмолекулярные* и *трехмолекулярные реакции*.

Вероятность одновременного соударения большего числа частиц очень мала, поэтому даже трехмолекулярные реакции весьма редки, а четырехмолекулярные неизвестны. В соответствии со сказанным в большинстве случаев стехиометрическое уравнение не определяет характера протекания реакции, т. е. ее механизма. Большинство реакций состоит из ряда более простых элементарных стадий, которые сами протекают по одно-, двух- или трехмолекулярному механизму.

Даже реакции с относительно простым стехиометрическим уравнением часто оказываются более сложными, чем это можно было бы заключить по уравнению реакции. Например, реакция

$$H_2\,(г) + Cl_2\,(г) = 2HCl\,(г)$$

в действительности протекает по цепному механизму (см. с. 200).

Скорость реакций и химическое равновесие. Скорость гомогенных реакций зависит от числа встреч реагирующих частиц в единицу времени в единице объема. Вероятность одновременного соударения взаимодействующих частиц в свою очередь пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Таким образом, ско-

рость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Это одна из формулировок закона действующих масс, который был первоначально сформулирован на основании изучения зависимости скоростей реакций от концентрации реагентов.

Для двухмолекулярной реакции

$$A\ (г) + B\ (г) = AB\ (г)$$

скорость реакции выражается в виде следующего кинетического уравнения:

$$v = kC_A C_B,$$

где v — скорость реакции; C_A и C_B — концентрации реагентов A и B. Кинетическое уравнение для трехмолекулярной реакции

$$2A + B = AB_2$$

будет

$$v = kC_A C_B^2.$$

Коэффициент пропорциональности k называется *константой скорости реакции*. Величина его равна скорости реакции, когда концентрации реагентов равны единице. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ и от температуры.

Равновесие наступает, когда прямая и обратная реакции идут с одинаковой скоростью. Рассмотрим обратимую гомогенную реакцию

$$H_2\ (г) + I_2\ (г) \rightleftarrows 2HI\ (г)$$

Экспериментально показано, что скорость прямой реакции подчиняется следующему кинетическому уравнению:

$$\vec{v} = \vec{k} C_{H_2} C_{I_2},$$

а скорость обратной реакции — уравнению

$$\overleftarrow{v} = \overleftarrow{k}\, C_{HI}^2.$$

Если H_2 и I_2 — исходные вещества, то в первый момент скорость прямой реакции определяется их начальными концентрациями, а скорость обратной реакции равна нулю. По мере израсходования H_2 и I_2 и образования HI скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции возрастает. Спустя некоторое время обе скорости уравниваются и в системе устанавливается химическое равновесие, т. е. число образуемых и распадающихся молекул HI в единицу времени становится одинаковым.

Так как при химическом равновесии скорости прямой и обратной реакции равны ($\vec{v} = \overleftarrow{v}$), то

$$\vec{k} C_{H_2} C_{I_2} = \overleftarrow{k}\, C_{HI}^2, \text{ или } \vec{k}/\overleftarrow{k} = C_{HI}^2 / C_{H_2} C_{I_2}.$$

Поскольку $\vec{k}$ и $\overleftarrow{k}$ при данной температуре постоянны, то и их отношение будет постоянным. Обозначая его через K, получим

$$K = C_{HI}^2 / C_{H_2} C_{I_2}, \text{ или } K = [HI]^2/[H_2][I_2].$$

При изменении условий, при которых система находится в равновесии, скорости прямой и обратной реакции изменяются в разной степени. Это приводит к смещению равновесия. Однако спустя некоторое время скорости противоположных реакций уравниваются и наступает химическое равновесие.

§ 2. Энергия активации

Скорость большинства химических реакций с нагреванием возрастает. Так, синтез воды из простых веществ при 20° С осуществить практически невозможно, настолько мала скорость реакции при этой температуре. (Для проведения реакции при 20° С даже на 15% потребовалось бы 54 млрд. лет.) Но при 500° С эта реакция протекает всего за 50 мин, а при 700° С процесс осуществляется практически мгновенно.

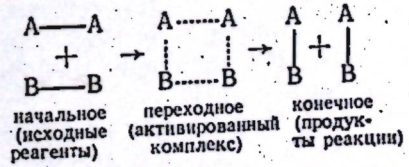
Почему нагревание вызывает столь значительное ускорение химических превращений? Для ответа на этот вопрос нужно вспомнить, в чем заключается сущность химической реакции. Химическое превращение происходит тогда, когда возникают условия для перераспределения электронной плотности столкнувшихся частиц. Этот процесс требует затраты времени и энергии. Мгновенных процессов в природе вообще не существует. Реакционноспособную систему можно охарактеризовать тремя последовательно совершающимися состояниями:

[начальное] → [переходное] → [конечное]

Для реакции взаимодействия газообразных A_2 и B_2

$$A_2 + B_2 = 2AB$$

можно записать ее состояния:



Переходное состояние системы отвечает образованию так называемого *активированного комплекса* (A_2B_2). В этом комплексе происходит перераспределение электронной плотности между атомами: связи A—B начинают образовываться одновременно с разрывом связей A—A и B—B. В активированном комплексе как бы объединены «полуразрушенные» молекулы A_2 и B_2 и «полуобразовавшиеся» моле-

кулы AB. Активированный комплекс существует очень короткое время (порядка 10^{-13} с). Его распад приводит к образованию молекул AB либо молекул A_2 и B_2.

Образование активированного комплекса требует затраты энергии. Вероятность того, что при столкновении двух молекул образуется активированный комплекс и произойдет реакция, зависит от энергии сталкивающихся частиц. Реагируют только те из молекул, энергия которых для этого достаточна. Такие молекулы называют *активными*. Необходимую для перехода веществ в состояние активированного комплекса энергию называют *энергией активации* (E_a).

Энергетические изменения в реагирующей системе можно представить схемой, которая изображена на рис. 114. Здесь ось абсцисс характеризует ход реакции:

[исходное состояние] → [переходное состояние] → [конечное состояние]

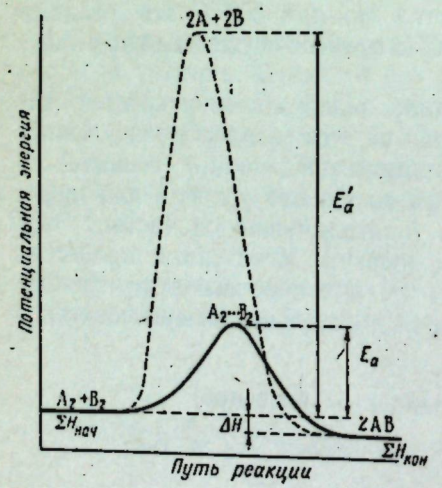


Рис. 114. Энергетическая схема хода реакции $A_2 + B_2 = 2AB$

По оси ординат отложена потенциальная энергия системы. Исходное состояние имеет энергию $\Sigma H_{нач}$, конечное $\Sigma H_{кон}$. Разность энергий начального и конечного состояний системы равна тепловому эффекту реакции ΔH:

$$\Delta H = \sum H_{кон} - \sum H_{нач}.$$

Энергия активированного комплекса выше энергии начального и конечного состояния системы. Таким образом, энергия активации — это своеобразный энергетический барьер, который отделяет исходные вещества от продуктов реакции.

Обратная реакция — превращение AB в газообразные A_2 и B_2, естественно, также протекает через образование активированного комплекса A_2B_2. Но величина энергии активации в этом случае иная, чем при синтезе AB.

Как видно из рис. 114, затраченная на активацию молекул энергия затем, при образовании продуктов реакции, полностью или частично выделяется. Если при распаде активированного комплекса выделится энергии больше, чем это необходимо для активирования молекул, то реакция экзотермическая, в противном случае — эндотермическая.

Итак, скорость реакции непосредственно зависит от числа молекул, обладающих энергией, достаточной для образования активированного комплекса, а следовательно, способных к химическому превращению. Чем больше в системе активных молекул, тем скорость реакции больше. Один из путей увеличения числа активных молекул — нагревание. Доля частиц с энергией большей, чем энергия активации E_a, показана на рис. 115 штриховкой. Как видим, число молекул с энергией, превышающей энергию активации E_a, с повышением температуры резко возрастает ($T_3 > T_2 > T_1$). Обычно рост температуры в арифметической прогрессии приводит к увеличению числа активных частиц, а следовательно, и скорости реакции в геометрической прогрессии.

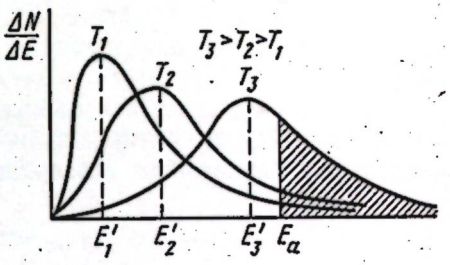


Рис. 115. Распределение молекул в системе по энергиям при разных температурах

Энергетические барьеры ограничивают протекание реакций. Благодаря этому многие в принципе возможные реакции (при $\Delta G < 0$) задерживаются или практически не протекают. Так, дерево, бумага, уголь, нефть, различные ткани способны окисляться и гореть в воздухе. Причина, по которой они не загораются сами собой в обычных условиях (при невысоких температурах), заключается в значительной энергии активации соответствующих реакций.

Энтропия активации. Кроме энергии активации важным условием осуществления химической реакции является ориентация молекул в момент столкновения. Нетрудно заметить, что перераспределению электронной плотности в активном комплексе $A_2...B_2$ более всего благоприятствует условие, когда при столкновении молекулы A_2 и B_2 ориентированы, как это показано на рис. 116, *а*, тогда как при ори-

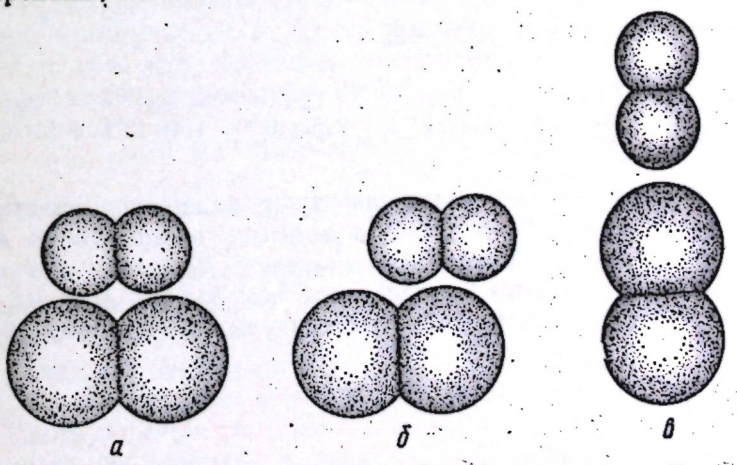


Рис. 116. Благоприятная (*а*) и неблагоприятные (*б*, *в*) ориентации молекул A_2 и B_2 при столкновении

ентации, показанной на рис. 116, *б*, вероятность реакции гораздо меньше. Она становится еще меньше при ориентации молекул, показанной на рис. 116, *в*.

Таким образом, для осуществления реакции молекулы при столкновении должны быть определенным образом ориентированы и обладать достаточной энергией. Вероятность надлежащей ориентации при столкновении характеризуют с помощью *энтропии активации* ΔS_a.

Влияние температуры. Зависимость скорости реакции от температуры, энергии активации и энтропии активации определяется следующим выражением для константы скорости реакции:

$$k = Ze^{-\frac{E_a}{RT}} e^{\frac{\Delta S_a}{R}},$$

где Z — в первом приближении общее число столкновений между молекулами в секунду*; T — абсолютная температура; R — универсальная газовая постоянная; e — основание натуральных логарифмов. Вероятность того, что столкнувшиеся молекулы будут иметь достаточную энергию взаимодействия, пропорциональна $e^{-\frac{E_a}{RT}}$. Вероятность же их нужной ориентации в момент соударения пропорциональна $e^{\frac{\Delta S_a}{R}}$.

Из уравнения для k видно, что, поскольку T входит в показатель степени, скорость химической реакции очень чувствительна к изменению температуры. Например, при повышении температуры на 100° С скорость реакции

$$H_2\ (г) + I_2\ (г) = 2HI\ (г)$$

возрастает примерно в 1000 раз:

T, К	556	575	629	666	700	781
k	$4{,}45\cdot10^{-5}$	$1{,}37\cdot10^{-4}$	$2{,}52\cdot10^{-3}$	$1{,}41\cdot10^{-2}$	$6{,}43\cdot10^{-2}$	1,34

Эти опытные данные свидетельствуют о справедливости правила Вант-Гоффа: *при повышении температуры на каждые 10° С скорость реакции увеличивается примерно в 2—4 раза.* Из уравнения для k также следует, что чем больше энергия активации, тем значительнее влияние температуры на скорость реакции.

* Число столкновений растет с повышением температуры, поэтому Z должно зависеть от температуры, но эта зависимость слабая, и ею здесь можно пренебречь.

§ 3. Механизм химических реакций

В зависимости от природы реагирующих веществ и условий их взаимодействия в элементарных актах реакций могут принимать участие атомы, молекулы, радикалы или ионы. Свободными радикалами являются электронейтральные частицы, которые можно представить как осколки молекул, например ·OH (осколок от H_2O), ·NH_2 (осколок от H_3N), ·SH (осколок от H_2S) и т. д. К свободным радикалам относятся и свободные атомы.

Свободные радикалы чрезвычайно реакционноспособны, а энергия активации радикальных реакций очень мала (0—40 кДж/моль). Например, для реакций

$$\cdot Cl + H_2 = HCl + \cdot H,\ E_a = 24\ кДж/моль;$$
$$\cdot H + Cl_2 = HCl + \cdot Cl,\ E_a = 8\ кДж/моль.$$

Образование свободных радикалов может происходить в процессе распада вещества при нагревании, освещении, под действием ядерных излучений, от сильных механических воздействий, при электроразряде и т. д. Свободные радикалы рождаются также в процессе самых разнообразных химических превращений. Энергия активации реакций с участием ионов также незначительна (0—80 кДж/моль). Для осуществления же реакций непосредственно между молекулами обычно требуется высокая энергия активации, поэтому такие реакции весьма редки.

Для протекания элементарного акта реакции необходимо, чтобы орбитали взаимодействующих частиц перекрывались и создавались условия для перехода электронов с занятых орбиталей на свободную, т. е. создавались условия для перераспределения электронной плотности — разрыва старых связей и образования новых. Рассмотрим механизм реакции между H_2 $[(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^0]$ и I_2 $[\ldots(\pi_{y,z}^{разр})^4(\sigma_x^{разр})^0]$. Допустим, молекулы H_2 и I_2 сталкиваются, как показано на рис. 116, *а*, т. е. сочетание орбиталей происходит на оси z. Это отвечает следующим комбинациям орбиталей:

$$\sigma_s^{св}\text{-}(H_2) - \sigma_x^{разр}\text{-}(I_2) \text{ и } \sigma_s^{разр}\text{-}(H_2) - \pi_z^{разр}\text{-}(I_2)$$

(Форму рассматриваемых орбиталей и их ориентацию по оси z см. рис. 23, 27 и 28.)

Сочетание занятой $\sigma_s^{св}$-орбитали H_2 и свободной $\sigma_x^{разр}$-орбитали I_2 приводит к нулевому перекрыванию. Следовательно, такая комбинация орбиталей к акту химического взаимодействия не приводит. Сочетание свободной $\sigma_s^{разр}$-орбитали H_2 и занятой $\pi^{разр}$-орбитали I_2 энергетически невыгодно (иод электроотрицательнее водорода). Таким образом, в молекулах H_2 и I_2 нет орбиталей, которые могли бы привести к реакции непосредственно между молекулами.

Детальное изучение кинетики взаимодействия водорода с иодом

показало (рис. 117), что вначале молекулы иода распадаются на атомы:

$$I_2 \rightarrow I \ldots I \rightarrow I + I, \qquad E_a = 150 \text{ кДж/моль},$$

а затем происходит трехмолекулярная реакция:

$$I + H_2 + I_2 \rightarrow I \ldots H{-}H \ldots I \rightarrow HI + HI, \qquad E_a = 18 \text{ кДж/моль},$$

протекание которой обеспечивает перекрывание занятой электронами $\sigma_s^{св}$-орбитали H_2 и двух полусвободных p-орбиталей двух атомов I ($5p_x^1$). Поскольку иод электроотрицательнее водорода, в активированном комплексе I ... H_2 ...I происходит смещение электронной плотности от молекулы H_2 к атомам I и разрыву связи H—H.

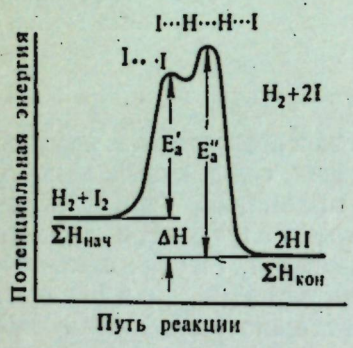


Рис. 117. Энергетическая схема хода реакции H_2(г) + I_2(г)

Цепные реакции. Многие реакции протекают по цепному механизму. Особенность цепных реакций состоит в том, что один первичный акт активации приводит к превращению огромного числа молекул исходных веществ. В качестве примера радикально-цепной реакции рассмотрим взаимодействие хлора с водородом:

$$H_2\,(г) + Cl_2\,(г) = 2HCl\,(г)$$

При обычной температуре и рассеянном освещении реакция протекает крайне медленно. При нагревании смеси газов или действии света, богатого ультрафиолетовыми лучами (прямой солнечный, свет горящего магния и др.), смесь взрывается. Как показали многочисленные исследования, эта реакция проходит через отдельные элементарные процессы. Прежде всего за счет поглощения кванта энергии ультрафиолетовых лучей (или за счет нагревания) молекула хлора диссоциирует на свободные радикалы — атомы хлора:

$$Cl_2 + h\nu \rightarrow \cdot Cl + \cdot Cl$$

Валентноненасыщенный атом-радикал ·Cl затем реагирует с молекулой водорода, образуя молекулу HCl и атом-радикал ·H. Последний, взаимодействуя с молекулой Cl_2, дает HCl и атом-радикал ·Cl и т. д. Таким образом, превращение исходных веществ в конечный продукт протекает через последовательную цепь элементарных актов, что можно представить схемой:

$$\cdot Cl + H_2 \rightarrow HCl + \cdot H$$
$$\cdot H + Cl_2 \rightarrow HCl + \cdot Cl$$
$$\cdot Cl + H_2 \rightarrow HCl + \cdot H$$
$$\cdot H + Cl_2 \rightarrow HCl + \cdot Cl \text{ и т. д.}$$

Длина цепи элементарных химических актов достигает сотен тысяч звеньев. Так, при освещении смеси H_2 и Cl_2 на каждый поглощенный квант энергии образуется до ста тысяч молекул HCl.

Естественно, возможны столкновения свободных радикалов и друг с другом, что приводит к обрыву цепей:

$$H \cdot + \cdot H = H_2; \qquad Cl \cdot + \cdot Cl = Cl_2$$

Однако это происходит лишь в случае, если выделяемая энергия отнимается третьим телом, что, например, имеет место при тройном соударении двух радикалов и молекулы (M):

$$\cdot Cl \cdot + \cdot Cl + M = Cl_2 + M$$

или при передаче энергии стенке сосуда. Поэтому скорость цепных реакций очень чувствительна к посторонним примесям и к форме сосуда.

По цепному механизму происходит также образование воды из простых веществ:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

При нагревании, электроразряде, коротковолновом излучении и т. п. между молекулами H_2 и O_2 протекает реакция

$$H_2 + O_2 + h\nu = \cdot OH + \cdot OH$$

Свободные радикалы ·OH легко реагируют с молекулами H_2, образуя молекулу H_2O и атом-радикал ·H:

$$H_2 + \cdot OH = H_2O + \cdot H$$

Радикал ·H далее реагирует с молекулой O_2, давая два радикала—·OH и ·O·:

$$\cdot H + O_2 = \cdot OH + \cdot O \cdot$$

Два радикала образуются также при взаимодействии атома-радикала ·O· с молекулой H_2:

$$\cdot O \cdot + H_2 = \cdot OH + \cdot H \text{ и т. д.}$$

Всякий раз, когда происходят два последних элементарных акта, вместо одного радикала ·H или ·O· рождаются два свободных радикала ·OH и ·O· или ·OH и ·H. Таким образом прогрессивно увеличивается число активных частиц и сильно возрастает скорость реакции. Подобные цепные реакции называются *разветвленными*.

Современная теория цепных реакций разработана трудами лауреатов Нобелевской премии Н. Н. Семенова, С. Хиншельвуда (Англия) и др.

ных и более твердых модификаций вещества, например превращение графита в алмаз (с. 394), нитрида бора в боразон (с. 440) и т. д.

В последние годы большое развитие получила *химия ударного сжатия*. При сжатии твердых тел и жидкостей ударными волнами, образуемыми, например, детонацией взрывчатых веществ при взрывах, в миллионные доли секунды развиваются в веществе очень высокие давления. При этом образуются активные частицы как радикального, так и ионного типов. Последствия прохождения через вещество ударной волны могут быть самыми различными. Взрыв, с одной стороны, вызывает раздробление вещества, распад сложного вещества на относительно более простые. Но возможно и обратное превращение —образование из простых молекул более сложных и длинных полимерных цепей.

К примеру, сырой каучук при прохождении ударной волны за доли секунды превращается в резину; под воздействием ударных волн аминокислоты превращаются в простейшие белки и т. д.

Сильное нагревание при прохождении ударных волн позволяет осуществлять сплавление металлов, резко отличающихся по температурам плавления и кипения, например вольфрама и марганца, хотя температура плавления вольфрама 3380°С, а марганец кипит уже при 2080°С. Другими способами такой сплав получить не удается.

В связи с поисками новых путей проведения процессов в химической технологии разрабатываются методы направленного регулирования реакционной способности веществ, поэтому весьма интенсивно изучаются процессы, протекающие при различных физических воздействиях на вещество.

§ 5. Катализ

Одним из наиболее распространенных в химической практике методов ускорения химических реакций является катализ. В присутствии катализатора изменяется путь, по которому проходит суммарная реакция, а потому изменяется ее скорость. *Катализаторы*—это вещества, изменяющие скорость реакции за счет участия в промежуточном химическом взаимодействии с компонентами реакции, но восстанавливающие после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой химический состав. Увеличение скорости катализируемой реакции связано с меньшей энергией активации нового пути реакции*.

Изменение скорости катализируемой реакции за счет снижения энергии активации ее отдельных стадий можно рассмотреть на следующем примере. Допустим, между веществами А и В возможно взаимодействие с образованием соединения АВ ($\Delta G < 0$):

$$A + B \rightarrow \underset{\text{активированный комплекс}}{A \ldots B} \rightarrow AB$$

* Существуют также отрицательные катализаторы — вещества, которые уменьшают скорость реакции. В этом случае присутствие катализатора исключает один из возможных без него путей и оставляет лишь более медленные, в результате чего реакция замедляется или даже практически полностью подавляется.

Но в силу высокой энергии активации эта реакция протекает с очень малой, практически равной нулю скоростью. Пусть, с другой стороны, найдено такое третье вещество К (катализатор), которое легко вступает во взаимодействие с А (в силу другой природы реагирующих веществ, а следовательно, другой, меньшей, энергии активации), образуя соединение АК:

$$A + K \rightarrow \underset{\text{активированный комплекс}}{A \ldots K} \rightarrow AK$$

Соединение же АК легко взаимодействует с веществом В (опять-таки в силу иной природы веществ и малой энергии активации), образуя вещества АВ и К:

$$B + AK \rightarrow \underset{\text{активированный комплекс}}{B \ldots AK} \rightarrow AB + K$$

Суммируя два последних уравнения, получим

$$A + B = AB$$

т. е. в результате реакции катализатор остался без изменения.

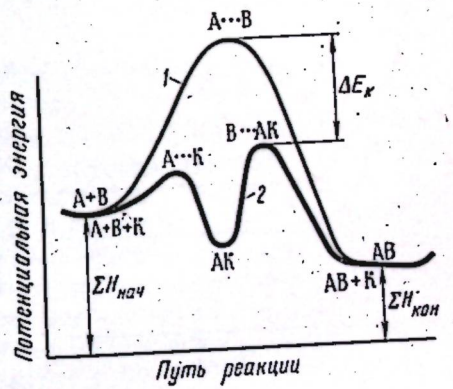


Рис. 118. Энергетическая схема хода реакции в отсутствие и в присутствии катализатора

На рис. 118 показана энергетическая диаграмма хода реакции в отсутствие (кривая *1*) и в присутствии (кривая *2*) катализатора. Очевидно, в присутствии катализатора энергия активации реакции снижается на величину $\Delta E_к$.

Влияние катализатора на снижение энергии активации процесса E_a можно проиллюстрировать следующими данными для реакции распада иодида водорода:

$$2HI = H_2 + I_2$$

	E_a, кДж/моль
Без катализатора	168
Катализатор Au	105
Катализатор Pt	59

Поскольку в выражении для константы скорости реакции (см. с. 198) энергия активации входит в отрицательный показатель степени

то даже небольшое уменьшение энергии активации вызывает очень большое увеличение скорости реакции. Так, для рассматриваемой реакции уменьшение энергии активации на 40 кДж соответствует повышению скорости реакции при 500 К в 30 000 раз.

В ряде реакций катализатор поставляет свободные радикалы, благодаря чему реакция протекает по цепному механизму. Так, реакция окисления CO кислородом

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

в значительной степени ускоряется в присутствии паров воды, что вызвано развитием цепей с участием свободных радикалов ·OH и ·H:

$$\cdot OH + CO = CO_2 + \cdot H$$
$$\cdot H + O_2 = \cdot OH + \cdot O \cdot$$
$$CO + \cdot O \cdot = CO_2$$

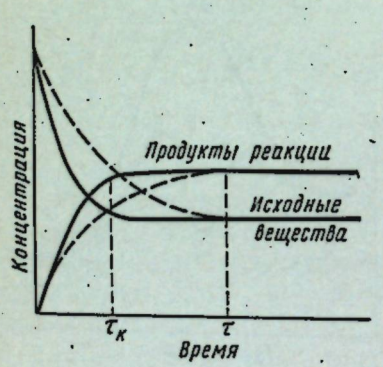


Рис. 119. Время достижения химического равновесия в присутствии и в отсутствие катализатора

Действие катализатора на состояние химического равновесия не сказывается, так как катализатор в равной мере ускоряет и прямой, и обратный процесс. Катализатор ускоряет лишь достижение химического равновесия. Как показано на рис. 119, в присутствии катализатора равновесные концентрации компонентов системы ($\tau_к$) достигаются быстрее, чем в его отсутствие (τ).

Каталитические реакции очень разнообразны. Во многих реакциях каталитическое влияние проявляется в скрытой форме. Сюда прежде всего относятся реакции в растворах. Как мы видели, поляризация, диссоциация и ионизация веществ в растворах — виды активации веществ — происходят под действием растворителя, который, очевидно, играет в этом случае роль катализатора. Большое влияние на скорость и направление процессов оказывают ионы OH_3^+ и OH^-.

В зависимости от агрегатного состояния катализатора и реагирующих веществ различают катализ *гомогенный* и *гетерогенный*. Примером гомогенного катализа является реакция окисления CO (в газовой фазе в присутствии паров воды) кислородом, а также действие разнообразных ферментов в биологических процессах. Гетерогенно-каталитическими являются процессы синтеза аммиака (катализатор железо), окисления SO_2 до SO_3 (катализатор платина или оксид ванадия) и т. д.

Глава 5
РЕАКЦИИ БЕЗ ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

§ 1. Условия одностороннего протекания реакций

Различают реакции с изменением и без изменения степеней окисления элементов. Понятно, что такое подразделение условно и основано на формальном признаке — возможности количественного определения условной величины — степени (состояния) окисления элемента. Неизменность степени окисления элементов при химических превращениях вовсе не означает, что не происходит перестройки электронных структур взаимодействующих атомов, ионов и молекул. Конечно, и в этом случае протекание реакции обязательно связано с большим или меньшим изменением характера межатомных, межионных и межмолекулярных связей, а следовательно, и эффективных зарядов атомов.

Реакции без изменения состояния окисления элементов чаще всего протекают в газовых и жидких растворах с участием ионов. Как известно, ионные реакции обратимы, и теоретически каждой системе ионов при данных условиях отвечает определенное состояние равновесия. Смещение химического равновесия (иногда практически нацело) происходит при уменьшении концентрации каких-либо ионов за счет образования относительно мало ионизирующихся молекул или комплексных ионов; малорастворимых или летучих соединений (*правило Бертолле*). Так, в реакции нейтрализации ионное равновесие смещается в сторону образования мало ионизирующихся молекул растворителя, например в водном растворе:

$$\underset{-439}{KOH\ (р)} + \underset{-110}{HNO_3\ (р)} = \underset{-393}{KNO_3\ (р)} + \underset{-237}{H_2O\ (ж)},$$

$$\Delta G^0_{298} = -80\ кДж/моль;$$

$$\underset{-438}{RbOH\ (р)} + \underset{1/2\,(-746)}{1/2\ H_2SO_4\ (р)} = \underset{1/2\,(-1305)}{1/2\ Rb_2SO_4\ (р)} + \underset{-237}{H_2O\ (ж)},$$

$$\Delta G^0_{298} = -80\ кДж/моль$$

(под формулами соединений указаны их стандартные энергии Гиббса образования ΔG^0_{298} в кДж/моль).

Реакции нейтрализации между сильными кислотами и щелочами протекают аналогично, независимо от их природы: изменение ΔG реакции соответствует протеканию одного и того же процесса:

$$\underset{0}{H^+\ (р)} + \underset{-157}{OH^-\ (р)} \rightleftarrows \underset{-237}{H_2O\ (ж)}, \qquad \Delta G^0_{298} = -80\ кДж/моль$$

или

$$OH_3^+\ (р) + OH^-\ (р) \rightleftarrows 2H_2O\ (ж)$$

В жидком аммиаке реакция нейтрализации отвечает взаимодействию

$$NH_4^+ (р) + NH_2^- (р) \rightleftarrows 2H_3N (ж)$$

Химическое равновесие может смещаться также вследствие образования слабоионизирующихся комплексных ионов. Например, нерастворимый в воде $Zn(OH)_2$ легко растворяется в присутствии аммиака за счет образования устойчивого катионного комплекса $Zn(NH_3)_4^{2+}$ ($pK = 8{,}9$):

$$Zn(OH)_2 (т) + 4H_3N (р) = [Zn(NH_3)_4](OH)_2 (р)$$

Гидроксид цинка $Zn(OH)_2$ растворяется также в избытке щелочи с образованием анионного комплекса $Zn(OH)_4^{2-}$ ($pK = 14{,}66$):

$$Zn(OH)_2 (т) + 2KOH (р) = K_2[Zn(OH)_4] (р)$$

При сливании растворов $BaCl_2$ и Na_2SO_4 равновесие смещается в сторону образования малорастворимого соединения $BaSO_4$ (ПР $= 1{,}08 \cdot 10^{-10}$):

$$\underset{-823}{BaCl_2 (р)} + \underset{-1260}{Na_2SO_4 (р)} = \underset{2(-392)}{2NaCl (р)} + \underset{-1353}{BaSO_4 (к)}, \quad \Delta G^0 = -54 \text{ кДж/моль};$$

$$Ba^{2+} (р) + SO_4^{2-} (р) = BaSO_4 (к)$$

Смещение равновесия происходит также при образовании летучих соединений, удаляющихся из сферы реакции, например:

$$Na_2CO_3 (к) + 2HCl (р) = 2NaCl (р) + CO_2 (г) + H_2O (ж)$$

или

$$CO_3^{2-} (р) + 2H^+ (р) = CO_2 (г) + H_2O (ж)$$

В противоположность рассмотренным реакциям сливание растворов NaCl и KNO_3 к химическому взаимодействию не приводит:

$$\underset{-392}{NaCl (р)} + \underset{-392}{KNO_3 (р)} = \underset{-368}{NaNO_3 (р)} + \underset{-413}{KCl (р)}, \quad \Delta G^0 = 3 \text{ кДж/моль}.$$

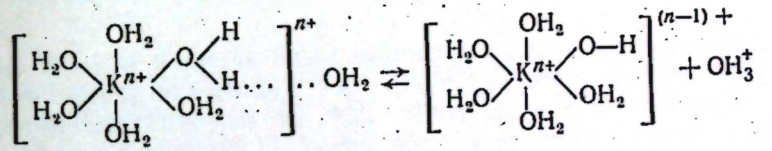
Ионы Na^+ и K^+, Cl^- и NO_3^- в растворе остаются практически неизменными.

§ 2. Гидролиз

Без изменения степени (состояния) окисления элементов обычно протекает *гидролиз*. В общем случае под гидролизом понимают реакции обменного разложения между водой и соответствующим соединением. Гидролиз является частным случаем *сольволиза* — обменного разложения растворенного вещества и растворителя. Механизм гидролиза для разных типов соединений весьма различен. Так, гидролиз соединений, распадающихся в растворе на ионы, можно рассматривать как

результат поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. Характер и степень распада молекул гидратной оболочки зависят от природы катионов и анионов — чем сильнее поляризующее действие ионов, тем в большей степени протекает гидролиз.

Напомним, что катионы в водном растворе существуют в виде катионных аквокомплексов, образованных за счет донорно-акцепторного взаимодействия $K \leftarrow OH_2$. Аквокомплексы в свою очередь гидратированы посредством водородных связей. Можно считать, что чем выше заряд и меньше размеры катиона, тем сильнее его акцепторная способность (прочнее связь $K \leftarrow OH_2$), тем сильнее поляризуется связь $O - H$ координированной молекулы воды и тем сильнее водородная связь между координированной молекулой H_2O в комплексе и молекулами воды гидратной оболочки комплекса. Все это может привести к разрыву связи $O - H$ в координированной молекуле H_2O, к превращению водородной связи $-H \ldots OH_2$ в ковалентную с образованием иона OH_3^+ и гидроксо-аквокомплекса по схеме



В соответствии с последовательным усилением акцепторной способности катионов (увеличением их заряда и уменьшением размеров) возможны два случая:

1. Отсутствие заметного разложения молекул воды

$$Na^+ + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

Подобным образом ведут себя слабые акцепторы электронных пар — катионы щелочных и щелочноземельных металлов. Иными словами, катионы, образующие сильные основания — щелочи.

2. Обратимое разложение молекул воды с образованием гидроксоаквокомплексов

$$[Al(OH_2)_6]^{3+} + HOH \rightleftarrows [Al(OH_2)_5(OH)]^{2+} + OH_3^+$$

или

$$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+$$

Избыток ионов OH_3^+ обусловливает кислую среду раствора. Этот наиболее часто встречающийся случай характерен для двух- и трехзарядных катионов (Cu^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}), т. е. катионов, образующих слабые основания. Очевидно, чем основание слабее, тем гидролиз протекает интенсивнее.

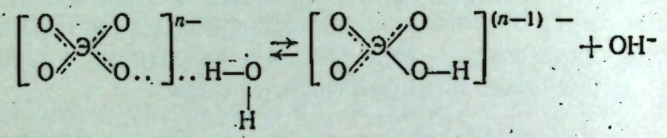
О влиянии природы катиона (его размера и заряда) на степень ионизации координированных молекул воды можно судить по величине константы кислотной ионизации аквокомплекса

$$K_1 = \frac{[[M(OH_2)_5OH]^{(n-1)+}][H^+]}{[M(OH_2)_6^{n+}]},$$

которая имеет значения

	$[Mg(OH_2)_6]^{2+}$	$[Al(OH_2)_6]^{3+}$	$[Cr(OH_2)_6]^{3+}$	$[Fe(OH_2)_6]^{3+}$	$[Tl(OH_2)_6]^{3+}$
pK_1	11,4	4,95	3,90	2,2	1,1

Поскольку гидратация анионов осуществляется за счет водородной связи, в результате поляризационного взаимодействия между комплексообразователем (анионом) и молекулами воды водородная связь может перейти в ковалентную. При этом может происходить отрыв протона от молекулы воды и присоединение его к аниону:



Понятно, что чем больше отрицательный заряд и меньше размер аниона, тем он более сильный донор электронных пар и тем легче отрывает протон от молекулы воды. Так, по возрастанию прочности водородной связи оксоанионы *p*-элементов III периода располагаются в следующий ряд: $ClO_4^- < SO_4^{2-} < PO_4^{3-} < SiO_4^{4-}$.

В зависимости от электронодонорной активности анионов возможны следующие случаи:

1. Отсутствие заметного разложения молекул воды:

$$Cl^- + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

$$NO_3^- + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

Подобным образом ведут себя слабые доноры электронных пар — однозарядные анионы (Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-); к этой же группе анионов относятся ионы SO_4^{2-}, SiF_6^{2-} и другие кислотные остатки сильных кислот.

2. Обратимое разложение молекул воды:

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

Появляется избыток ионов OH^-, т. е. среда становится щелочной. Этот случай наиболее характерен для доноров средней силы — для двух- и многозарядных анионов (CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SO_3^{2-}, S^{2-}, а также CN^-), т. е. кислотных остатков слабых и средней силы кислот. Очевидно, чем слабее кислота, тем гидролиз протекает интенсивнее.

Суммарный эффект гидролиза определяется природой находящихся в растворе катионов и анионов.

1. Если соединение при ионизации в растворе образует катионы и анионы, которые слабо поляризуют гидратную оболочку, гидролиз практически не происходит, и pH среды не изменяется:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

$$Na^+ + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

$$Cl^- + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

В этом случае можно сказать, что соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются.

2. Если соединение при ионизации образует катионы, которые поляризуют молекулы гидратной оболочки, и анионы, слабо поляризующие их, то происходит гидролиз по катиону. При этом образуется к и с л а я среда:

$$CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2Cl^-$$

$$Cu^{2+} + HOH \rightleftarrows CuOH^+ + H^+$$

$$Cl^- + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

или в молекулярной форме

$$CuCl_2 + HOH \rightleftarrows [CuOH]Cl + HCl$$

Обобщая этот пример, можно сделать вывод, что гидролизу по катиону подвержены соли слабого основания и сильной кислоты.

3. Если соединение при растворении ионизируется на слабополяризующие катионы и среднеполяризующие анионы, то происходит гидролиз по а н и о н у и в результате гидролиза создается щ е л о ч н а я среда:

$$Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

$$Na^+ + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

или в молекулярной форме

$$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

В этом случае обобщенно можно сказать, что гидролиз по аниону происходит у солей сильных оснований и слабых кислот.

4. Если соединение при ионизации образует среднеполяризующие катионы и анионы, то происходит гидролиз и по катиону, и по аниону. При этом обычно наблюдается гидролиз с образованием малорастворимых слабых оснований и слабых кислот:

$$Al_2(CO_3)_3 + 6HOH \rightleftarrows 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2CO_3$$

Характер среды в этом случае определяется относительной силой образовавшихся кислоты и основания. Этот случай гидролиза имеет место для солей слабых оснований и слабых кислот.

Для случаев 2 и 3 степень гидролиза (отношение количества гидролизованного вещества к общему количеству растворенного вещества) обычно невелика. Так, в 0,1 *M* растворе Na_2CO_3 она составляет при

25°С около 2,7%, а в 0,1 *М* растворе NaCN — около 1,5%. В случае 4 гидролиз протекает практически нацело.

Согласно принципу Ле Шателье, степень гидролиза возрастает с разбавлением раствора (увеличением концентрации воды). Например, при 25°С для реакции

$$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

при концентрации соли в 0,1 *М* степень гидролиза составляет 2,7%, а при концентрации в 0,001 — уже 34%.

Степень гидролиза возрастает также с повышением температуры.

Существенно отличен характер гидролиза ковалентных соединений (см. с. 414). Так, большинство соединений неметаллов с неметаллами в воде на ионы практически не распадается, а претерпевает необратимое гидролитическое разложение:

$$SiCl_4\ (ж) + 3HOH\ (ж) = H_2SiO_3\ (т) + 4HCl\ (р)$$

$$SiS_2\ (т) + 3HOH\ (ж) = H_2SiO_3\ (т) + 2H_2S\ (р)$$

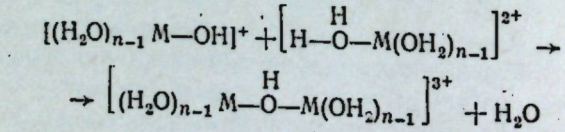
Здесь приведена условная схема гидролиза. В действительности он протекает через сложные процессы комплексообразования, катионной и анионной полимеризации, и его механизм для многих случаев изучен недостаточно. Гидролиз может сопровождаться также окислительно-восстановительными процессами.

Гидролиз играет большую роль в жизнедеятельности живых организмов. Он существенно влияет на геохимические процессы. В химической промышленности гидролиз широко используют для получения ценных продуктов.

Образование многоядерных комплексов при гидролизе. Изучение гидролиза показывает, что гидролиз сопровождается сложными процессами образования двух- и многоядерных комплексов, связующими мостиками которых могут быть O, OH, NH_2, NO_2, SO_4 и другие атомы и их группировки. Рассмотрим гидролиз по катиону, приводящий к полимеризации комплексов за счет мостиковых OH-групп.

Как первую стадию катионной полимеризации в растворах можно рассматривать возникновение двухъядерных комплексов, образованных за счет объединения октаэдрических (тетраэдрических) комплексов по вершине, ребру или грани (см. рис. 61). Ниже приведены схемы образования двухъядерных комплексов, роль мостиков в которых играют OH-группы.

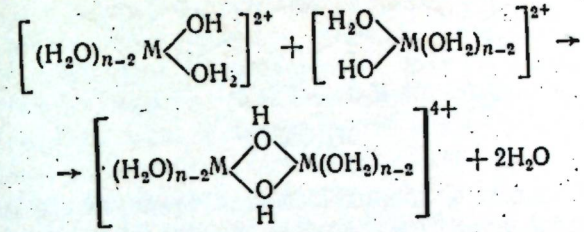
Для комплексов катионов M^{2+}



или

$$MOH^+ + M^{2+} \rightarrow M_2OH^{3+}$$

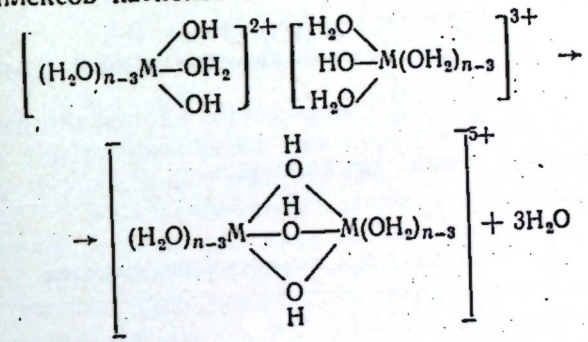
Для комплексов катионов M^{3+}



или

$$M(OH)^{2+} + M(OH)^{2+} \rightarrow M_2(OH)_2^{4+}$$

Для комплексов катионов M^{4+}



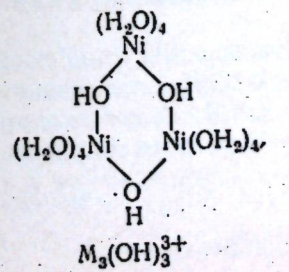
или

$$M(OH)_2^{2+} + M(OH)^{3+} \rightarrow M_2(OH)_2^{5+}$$

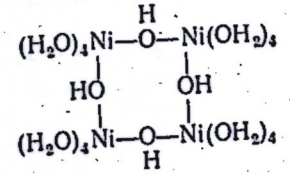
В приведенных примерах димеризация происходит за счет взаимодействия OH-группы одного комплекса с молекулой H_2O другого с образованием молекулы H_2O и OH-мостика.

Число OH-мостиков в димере зависит от прочности связи O — H в координированной молекуле воды. Очевидно, чем выше заряд иона металла, тем прочнее связь M — O и тем больше ослабляется связь O — H в координированной молекуле воды. Это приводит к увеличению числа OH-мостиков и увеличению степени гидролиза. Наиболее типичные формы двухъядерных комплексов в зависимости от заряда комплексообразователя приведены в табл. 23.

Аналогично можно рассматривать образование многоядерных гидроксо-аквокомплексов, например, типа $M_3(OH)_3^{3+}$, $M_4(OH)_4^{4+}$, $M_n(OH)_{2n}^{n+}$:



$M_3(OH)_3^{3+}$



$M_4(OH)_4^{4+}$

ионы водорода, чтобы связать атомы кислорода и воду. Для баланса зарядов, кроме того, в левой части уравнения нужно добавить 5 молей электронов. Тогда частное уравнение реакции восстановления окислителя будет

$$\underset{\text{окисленная форма}}{MnO_4^-} + 8H^+ + 5e^- = \underset{\text{восстановленная форма}}{Mn^{2+}} + 4H_2O$$

При выводе общего уравнения реакции частные уравнения надо помножить на такие коэффициенты; чтобы число молей потерянных электронов стало равно числу приобретенных:

$$\begin{array}{l|l} Fe^{2+} - 1e^- = Fe^{3+} & 5 \\ MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O & 1 \end{array}$$

Проверка правильности составленного уравнения производится по балансу атомов и зарядов в общем уравнении:

$$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ = Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$$

Если в качестве среды взята серная кислота, то уравнение реакции можно записать:

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Типы окислительно-восстановительных реакций. Различают три типа реакций окисления — восстановления.

1. Окислительно-восстановительные реакции, при которых изменяют степень окисления атомы элементов, входящих в состав разных веществ. Легко заметить, что вышеприведенные реакции относятся к этому типу реакций.

2. Реакции окислительно-восстановительного распада веществ, при которых степени окисления изменяют атомы разных элементов одного и того же вещества. По такому механизму протекают реакции термического разложения соединений, например:

$$\overset{+5\,-2}{2KClO_3} = \overset{-1}{2KCl} + \overset{0}{3O_2}$$

$$\begin{array}{l|l} \overset{+5}{Cl} + 6e^- = \overset{-1}{Cl} & 2 \\ \overset{-2}{2O} - 4e^- = \overset{0}{O_2} & 3 \end{array}$$

$$\overset{+5}{2Cl} + \overset{-2}{6O} = \overset{-1}{2Cl} + \overset{0}{3O_2}$$

3. Реакции самоокисления — самовосстановления, при которых степень окисления одного и того же элемента и повышается, и понижается. Подобные реакции называют еще реакциями *диспропорционирования*. Примером процесса подобного рода может служить реакция взаимодействия хлора со щелочью:

$$\overset{0}{2Cl_2} + 6KOH = \overset{-1}{5KCl} + \overset{+5}{KClO_3} + 3H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} \overset{0}{Cl} - 5e^- = \overset{+5}{Cl} & 1 \\ \overset{0}{Cl} - 1e^- = \overset{-1}{Cl} & 5 \end{array}$$

$$\overset{0}{3Cl_2} = \overset{+5}{Cl} + 5\overset{-1}{Cl}$$

В этой реакции хлор выступает и как окислитель, и как восстановитель.

§ 3. Направление окислительно-восстановительных реакций

О направлении окислительно-восстановительных реакций можно судить по изменению энергии Гиббса системы. Кроме того, для количественной характеристики окислительно-восстановительной активности веществ, находящихся в растворах или соприкасающихся с ними, используются так называемые *электродные*, или *окислительно-восстановительные*, *потенциалы* E.

Окислительно-восстановительные потенциалы. Связь между ΔG и E выражается уравнением* $-\Delta G = nFE$, где F — число Фарадея; n — число молей, передаваемых в процессе электронов.

Сущность возникновения электродного потенциала заключается в следующем. Если пластинку металла М погрузить в раствор, содержащий его ионы

$$M^{n+}\ (р) + ne^- \rightleftarrows M\ (к)$$

то между металлом и раствором возникнет разность потенциалов, называемая *электродным потенциалом*. Эта разность зависит от природы металла и концентрации (точнее активности) ионов в растворе, а также от температуры.

Стандартный электронный потенциал. Для реакции, протекающей в стандартных условиях, связь энергии Гиббса и электродного потенциала выражается уравнением

$$\Delta G^0 = nFE^0.$$

Величину E^0 называют *стандартным электродным (окислительно-восстановительным) потенциалом*. Значения стандартного электродного потенциала (как и ΔG^0) растворенных веществ относят к 1 M растворам, а для газообразных веществ — к 101 325 Па (см. с. 175). В качестве стандартной принимают температуру 25°С.

Значения электродных (окислительно-восстановительных) потенциалов обычно берутся относительно системы

$$H^+\ (р) + e^- \rightleftarrows {}^1/_2\,H_2\ (г)$$

---

* $-\Delta G$(Дж) = 96 495 nE (В).

у которой принято считать стандартный потенциал $E^0 = 0$ (как и ΔG^0). Эта система называется *водородным электродом*.

Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, покрытую тонким слоем рыхлой пористой платины (для увеличения поверхности электрода) и опущенную в водный раствор серной кислоты (с активностью ионов H^+, равной единице) (рис. 120). Через раствор серной кислоты пропускают водород под атмосферным давлением. Часть поглощенного платиной водорода переходит в атомарное состояние, поэтому в поверхностном слое платины устанавливается равновесие $^1/_2\,H_2 \rightleftarrows H$, а на границе платины и раствора серной кислоты—равновесие $H(г) \rightleftarrows H^+(р) + e^-$, т. е. суммарно

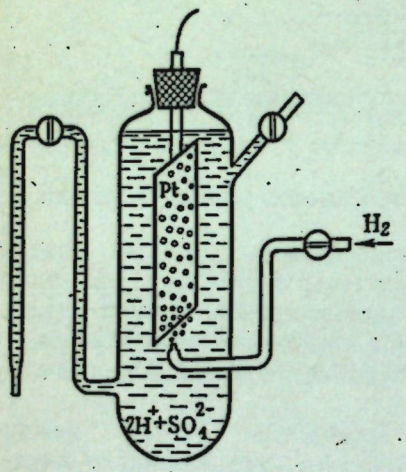


Рис. 120. Водородный электрод

$$^1/_2\,H_2\,(г) \rightleftarrows H^+\,(р) + e^-$$

Стандартные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем приведены в табл. 24. В ряду приведенных систем убывающая величина отрицательного потенциала и возрастающая величина положительного потенциала отвечают падению восстановительной и росту окислительной активности. Например, сравнение стандартных потенциалов систем

$$F_2\,(г) + 2e^- = 2F^-\,(р), \quad E^0 = 2{,}87\ В$$

$$H_2\,(г) + 2e^- = 2H^-\,(р), \quad E^0 = -2{,}23\ В$$

показывает, что у молекулы F_2 сильно выражена окислительная тенденция, а у иона H^- — восстановительная.

В соответствии со значениями E^0 цинк ($E^0 = -0{,}76$ В) — более сильный восстановитель, чем медь ($E^0 = +0{,}34$ В), и, следовательно, будет вытеснять ее из растворов, содержащих ионы Cu^{2+}:

$$Zn\,(к) + Cu^{2+}\,(р) = Cu\,(к) + Zn^{2+}\,(р)$$

Хлор ($E^0 = +1{,}36$ В) — более сильный окислитель, чем бром ($E^0 = +1{,}07$ В), и, следовательно, будет вытеснять бром из растворов, содержащих ионы Br^-:

$$^1/_2\,Cl_2\,(г) + Br^-\,(р) = {}^1/_2\,Br_2\,(г) + Cl^-\,(р)$$

По величинам окислительно-восстановительных потенциалов можно судить о направлении и более сложных окислительно-восстановительных процессов. Например, для реакции

$$MnO_4^- + F5e^{2+} + 8H^+ = Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$$

Таблица 24

Стандартные электродные потенциалы E^0_{298} некоторых окислительно-восстановительных систем в водных растворах

Окисленная форма	Количество электронов	Восстановленная форма	E^0_{298}, В
Li^+	$1e^-$	Li	−3,05
Ca^{2+}	$2e^-$	Ca	−2,87
Na^+	$1e^-$	Na	−2,71
H_2	$2e^-$	$2H^-$	−2,23
Al^{3+}	$3e^-$	Al	−1,66
Mn^{2+}	$2e^-$	Mn	−1,18
Zn^{2+}	$2e^-$	Zn	−0,76
Fe^{2+}	$2e^-$	Fe	−0,44
Cd^{2+}	$2e^-$	Cd	−0,40
Sn^{2+}	$2e^-$	Sn	−0,14
Pb^{2+}	$2e^-$	Pb	−0,13
$2H^+$	$2e^-$	H_2	0,00
$SO_4^{2-}+2H^+$	$2e^-$	$SO_3^{2-}+H_2O$	0,22
Cu^{2+}	$2e^-$	Cu	0,34
I_2	$2e^-$	$2I^-$	0,54
Fe^{3+}	$1e^-$	Fe^{2+}	0,77
Ag^+	$1e^-$	Ag	0,80
Hg^{2+}	$2e^-$	Hg	0,84
$NO_3^-+4H^+$	$3e^-$	$NO+2H_2O$	0,96
Br_2	$2e^-$	$2Br^-$	1,07
MnO_2+4H^+	$2e^-$	$Mn^{2+}+2H_2O$	1,23
$Cr_2O_7^{2-}+14H^+$	$6e^-$	$2Cr^{3+}+7H_2O$	1,33
Cl_2	$2e^-$	$2Cl^-$	1,36
$ClO_3^-+6H^+$	$6e^-$	Cl^-+3H_2O	1,45
$MnO_4^-+8H^+$	$5e^-$	$Mn^{2+}+4H_2O$	1,51
F_2	$2e^-$	$2F^-$	2,87

Возрастание восстановительной активности

Возрастание окислительной активности

потенциалы частных реакций имеют следующие значения:

Окисленная форма		Восстановленная форма	Стандартный потенциал
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^-$	=	$Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51 В
$Fe^{3+} + 1e^-$	=	Fe^{2+}	0,77 В

Как видим, стандартный электродный потенциал для первой системы выше, чем для второй. Следовательно, при контакте первая система выступит в качестве окислителя, вторая — в качестве восстановителя. Иными словами, первая реакция протекает слева направо, вторая — справа налево, т. е. ионы Fe^{2+} окисляются до ионов Fe^{3+}, а ионы MnO_4^- восстанавливаются до ионов Mn^{2+}.

Электродные потенциалы не являются неизменными. Они зависят от соотношения концентраций (точнее активностей) окисленной и восстановленной форм вещества, а также от температуры, природы растворителя, pH среды и др.

Зависимость значения электродного потенциала от концентрации окисленной и восстановленной форм и температуры описывается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}}$$

или

$$E = E^0 + \frac{2{,}3RT}{nF} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}},$$

где E^0 — стандартный электродный потенциал процесса; R — универсальная газовая постоянная; T — абсолютная температура; n — число молей, передаваемых в элементарном процессе электронов; F — число Фарадея; $c_{\text{окисл}}$ и $c_{\text{восст}}$ — концентрации окисленной и восстановленной форм (x и y — коэффициенты в уравнении реакции).

Для 25°C (298 K) после подстановки значений постоянных величин [$R = 8{,}31$ Дж/(моль · град), $F = 96\,500$ Кл] уравнение принимает вид

$$E = E^0 + \frac{0{,}059}{n} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}}.$$

Для частной реакции

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$$

можно записать

$$E = 1{,}51 + \frac{0{,}059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]\,[H^+]^8},$$

имея в виду, что концентрация воды — величина постоянная. Для стандартных условий, т. е. когда $[MnO_4^-] = [Mn^{2+}] = [H^+] = 1$ моль/л, $E = E^0 = 1{,}51$ В.

§ 4. Химические источники тока

Если пространственно разделить процесс окисления восстановителя и процесс восстановления окислителя, можно получить электрический ток. В этом случае окислительно-восстановительные реакции осуществляются на электродах, а химическая энергия непосредственно превращается в электрическую. Теоретически для получения электрической энергии можно применить любую окислительно-восстановительную реакцию.

Рассмотрим получение тока за счет следующей пары окислительно-восстановительных систем:

Окисленная форма		Восстановленная форма	Стандартный потенциал
$Zn^{2+} + 2e^-$	=	Zn	−0,76 В
$Cu^{2+} + 2e^-$	=	Cu	+0,34 В

Согласно значениям стандартных потенциалов система $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$ по отношению к системе $Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$ является окислителем, т. е. при их контакте электроны будут переходить от Zn к ионам Cu^{2+}:

$$Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu \quad (2e^-)$$

Окисление восстановителя Zn и восстановление Cu^{2+} можно осуществить на электродах *гальванического элемента* (рис. 121), который в данном случае состоит из цинкового и медного электродов, погруженных в растворы соответственно $ZnSO_4$ и $CuSO_4$. Сосуды с растворами соединены U-образной трубкой, заполненной каким-либо электролитом. Когда соединяют электроды металлическим проводником, начинается окислительно-восстановительная реакция. На цинковом электроде (аноде) происходит потеря электронов — окисление цинка; на медном электроде (катоде) происходит присоединение электронов —восстановление ионов меди:

анод: $Zn - 2e^- = Zn^{2+}$;

катод: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$;

суммарно $Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$ $(2e^-)$

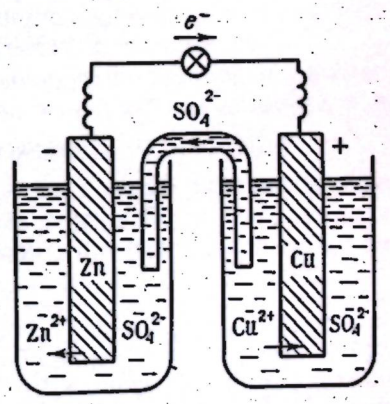


Рис. 121. Схема гальванического элемента

За счет окислительно-восстановительной реакции по внешней цепи (металлический проводник) течет электрический ток от цинкового электрода к медному, а по внутренней цепи (трубка с электролитом) движутся ионы SO_4^{2-}. Цинковый электрод постепенно растворяется, а на медном выделяется металлическая медь.

Алгебраическая сумма окислительно-восстановительных потенциалов частных реакций определяет электродвижущую силу $E_г$ гальванического элемента и в рассматриваемом случае:

$$E^0_г = E^0_{Cu} - E^0_{Zn} = 0{,}34 - (-0{,}76) = 1{,}1 \text{ В}.$$

Проблема преобразования химической энергии непосредственно в электрическую — одна из актуальных задач науки и техники. В настоящее время ведутся широкие исследования по использованию окислительно-восстановительных реакций горения топлива в так называемых *топливных элементах*. В качестве окисляющихся веществ можно применять обычное топливо — уголь, кокс, природные и искусственные горючие газы, в качестве окислителя — кислород или воздух.

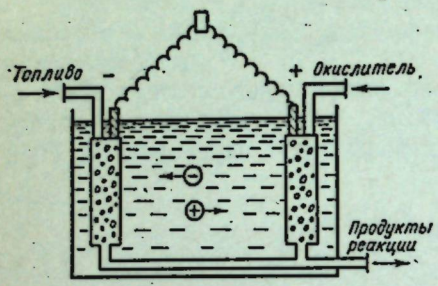


Рис. 122. Схема топливного элемента

В топливных элементах, как и в обычных гальванических, электроды, к которым подаются восстановитель (топливо) и окислитель, разделены ионопроводящим электролитом (кислотами и щелочами, расплавленными солями и др.). Электроды в случае применения газообразных продуктов делают обычно из полых пористых трубок и пластин. Токообразующий процесс совершается на границе соприкосновения электрода с электролитом.

Принцип работы топливного элемента рассмотрим на примере щелочного водородно-кислородного элемента (рис. 122). В этом случае используется окислительно-восстановительная реакция

$$2H_2\ (г) + O_2\ (г) = 2H_2O\ (ж), \quad \Delta G^0_{298} = -574\ кДж/моль,$$

осуществляемая через следующие промежуточные стадии: на катоде происходит присоединение электронов — восстановление кислорода; на аноде происходит потеря электронов — окисление водорода:

$$катод:\ O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-;\quad анод:\ 2H_2 + 4OH^- - 4e^- = 4H_2O$$

Возникающие на аноде электроны по внешней цепи элемента переходят к катоду, а ионы OH^- перемещаются в электролите от катода к аноду. Таким образом, в итоге осуществляется окислительно-восстановительная реакция $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, энергия которой в данном случае выделяется не в виде теплоты, а непосредственно превращается в электрическую.

Для эффективной работы топливных элементов используют катализаторы, которые наносят на электрод. Для водородного электрода катализатором являются платиновые металлы (в особенности палладий), а для кислородного электрода — смешанные катализаторы из Co и Al или Fe, Mn и Ag.

Высокий коэффициент использования топлива, непрерывность действия и другие преимущества открывают перед топливными элементами перспективы широкого применения. Уже сейчас используются топливные элементы в спутниках и космических кораблях, а также для военных целей. Очень заманчиво применение топливных элементов вместо двигателей внутреннего сгорания на транспорте и т. д.

Часть вторая

ОБЗОР ЭЛЕМЕНТОВ И ВАЖНЕЙШИХ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

От живого созерцания к абстрактному мышлению и *от него к практике...*

В. И. Ленин. Полн. собр. соч., т. 29, с. 152—153

Только при посредстве теории знание, слагаясь в связанное целое, становится научным знанием; стройное соединение фактического знания с теорией составляет науку.

А. М. Бутлеров

Раздел I

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ ЭЛЕМЕНТОВ

Глава 1

РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§ 1. Геохимия и космохимия

Среднее относительное содержание данного химического элемента в какой-либо природной системе (звезды, Солнечная система, планеты) называется его распространенностью или *кларком**. Содержание элементов обычно выражают в массовых или атомных долях, в процентах.

Химический состав, закономерности распространения и распределения элементов на Земле изучает *геохимия*. Впервые задачи этой науки определил В. И. Вернадский, который рассматривал ее как науку об истории атомов земного шара, как часть космической химии. Дальнейшее развитие геохимии тесно связано с работами А. Е. Ферсмана, В. М. Гольдшмидта, А. П. Виноградова и др.

Распространенность и генезис химических элементов в космосе изучает *космохимия*. Результаты геохимических исследований используются для объяснения получаемых сведений о космических телах.

* По предложению А. Е. Ферсмана, в честь американского геохимика Ф. У. Кларка, вычислившего в 1889 г. распространенность многих химических элементов в земной коре.

В свою очередь данные космохимии применяются для решения геохимических проблем.

Изучение химического состава звезд, планет, туманностей в основном осуществляется с помощью спектрального анализа. Спектральным анализом, например, был обнаружен элемент гелий на Солнце (1868) и лишь спустя 27 лет он был найден на Земле. С помощью спектрального анализа определен состав далеких космических тел.

Исключительно ценную научную информацию о физико-химическом характере и составе атмосферы других планет дают автоматические космические станции. Исследования лунных пород, в частности, являются основополагающими для развития *селенохимии*.

§ 2. Космическая распространенность химических элементов

На рис. 123 приведены кривые космической распространенности химических элементов (для ближайшего окружения Солнечной системы) в зависимости от их порядкового номера. Анализ этих кривых показывает:

1) распространенность элементов неравномерно уменьшается с возрастанием порядкового номера элемента;

2) наиболее распространены водород и гелий; космическое вещество состоит примерно на три четверти из водорода и гелия (по массе);

3) относительная распространенность атомных ядер с четным числом протонов (с четным Z) в ы ш е , чем с нечетным (на Земле, например, элементы с четными порядковыми номерами составляют 86%, с нечетными — 14% массы земной коры);

4) периодически повторяющиеся пики на кривых соответствуют в основном ядрам с магическими числами протонов и нейтронов:

$$^{4}_{2}\mathrm{He}\,(2p,\ 2n),\ ^{16}_{8}\mathrm{O}\,(8p,\ 8n),\ ^{40}_{20}\mathrm{Ca}\,(20p,\ 20n),\ ^{90}_{40}\mathrm{Zr}\,(40p,\ 50n),$$

$$^{119}_{50}\mathrm{Sn}\,(50p,\ 69n),\ ^{138}_{56}\mathrm{Ba}\,(56p,\ 82n),\ ^{208}_{82}\mathrm{Pb}\,(82p,\ 126n).$$

Для данного элемента более распространены изотопы с четным числом нейтронов и менее — с нечетным числом протонов и нейтронов (например, $^{2}_{1}\mathrm{H}$, $^{40}_{19}\mathrm{K}$ и др.).

Распространенность элементов зависит от многих факторов, но в конечном счете определяется вероятностью ядерных реакций их образования и относительной устойчивостью отдельных изотопов. Так, ядра с четным числом нейтронов менее склонны к захвату нейтронов, отчего их в природе больше, чем ядер с нечетным числом нейтронов, исчезающих за счет поглощения нейтронов, так как при этом они превращаются в другие элементы в результате ядерных реакций.

Сравнительно малая распространенность легких элементов, таких, как Li, Be, B, объясняется их склонностью к реакциям захвата протонов, нейтронов и других элементарных частиц. Малая распространенность наиболее тяжелых элементов объясняется α-распадом и спонтанным делением ядер.

Изучение распространенности химических элементов проливает свет на происхождение и химическую историю Солнечной системы,

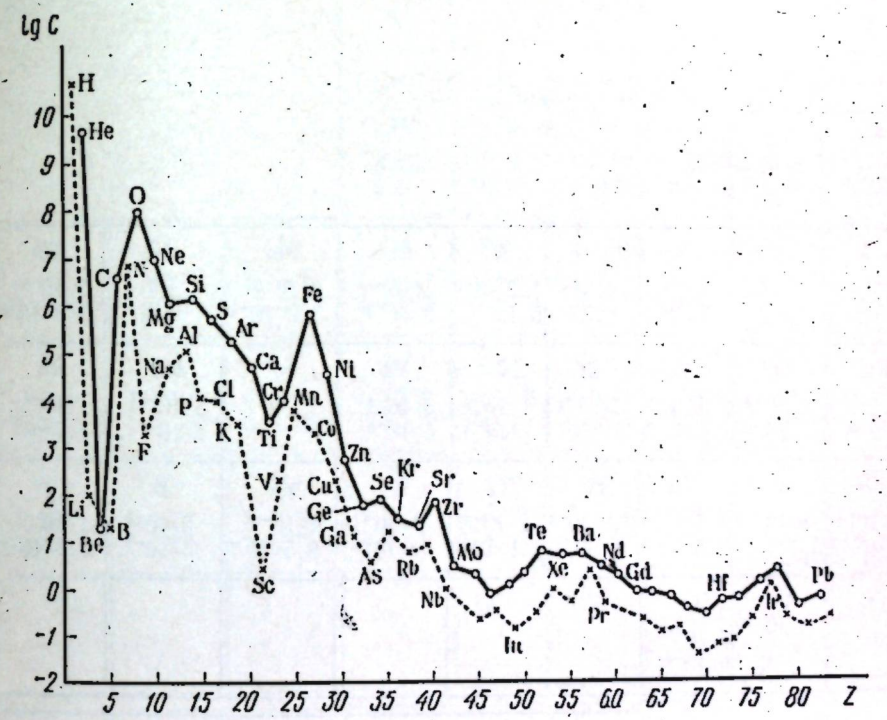


Рис. 123. Зависимость между космической распространенностью элементов и их порядковыми номерами:
данные о количестве атомов отнесены к $1 \cdot 10^6$ атомов Si; сплошная кривая — четные Z, пунктирная — нечетные Z

Земли, а также делает возможным построение модели Солнца и звезд, понимание физических и химических процессов в космосе, разработку теории образования химических элементов.

§ 3. Химические элементы в земной коре

Характер распространения элементов в земной коре сходен с характером их космической распространенности (рис. 123). В состав земной коры входят 88 химических элементов (табл. 25). Практически отсутствуют короткоживущие технеций, прометий, астат, франций и трансурановые элементы. Основными в земной коре являются восемь элементов: кислород, кремний, алюминий, натрий, железо, кальций, магний, калий (рис. 124). Их общее содержание составляет около 94,5 мол. доли, %, в земной коре, или 98,5 масс. доли, %, в земной коре.

Распространенность элементов в земной коре (по А. П. Виноградову)*

Таблица 25

								H 0,15 3,0
								He $4{,}6\cdot10^{-4}$
Li $6{,}5\cdot10^{-3}$ $1{,}9\cdot10^{-2}$	Be $6\cdot10^{-4}$ $1{,}2\cdot10^{-3}$							
Na 2,64 2,4	Mg 2,1 2,0							
								B $3\cdot10^{-4}$ $6\cdot10^{-4}$
								C 0,1 0,15
								N $1\cdot10^{-2}$ $2{,}5\cdot10^{-2}$
								O 47,2 58,0
								F $2{,}7\cdot10^{-2}$ $2{,}8\cdot10^{-2}$
								Ne $1{,}6\cdot10^{-3}$
								Al 8,80 6,6
								Si 27,6 20,0
								P $8\cdot10^{-2}$ $5\cdot10^{-2}$
								S $5\cdot10^{-2}$ $3\cdot10^{-2}$
								Cl $4{,}5\cdot10^{-2}$ $2{,}6\cdot10^{-2}$
								Ar 0,98 $4\cdot10^{-6}$
K 2,6 1,4	Ca 3,6 2,0	Sc $6\cdot10^{-4}$ $3\cdot10^{-3}$	Ti 0,65 0,25	V $1{,}5\cdot10^{-2}$ $6\cdot10^{-3}$	Cr $2\cdot10^{-2}$ $8\cdot10^{-3}$	Mn $9\cdot10^{-2}$ $3{,}2\cdot10^{-2}$	Fe 5,1 2,0	Co $3\cdot10^{-3}$ $1{,}5\cdot10^{-3}$
Ni $8\cdot10^{-3}$ $3{,}2\cdot10^{-3}$	Cu $1\cdot10^{-2}$ $3{,}6\cdot10^{-3}$	Zn $5\cdot10^{-3}$ $1{,}5\cdot10^{-3}$	Ga $1{,}5\cdot10^{-3}$ $4\cdot10^{-4}$	Ge $7\cdot10^{-4}$ $2\cdot10^{-4}$	As $5\cdot10^{-4}$ $1{,}5\cdot10^{-4}$	Se $6\cdot10^{-5}$ $1{,}5\cdot10^{-4}$	Br $1{,}6\cdot10^{-4}$ $1{,}5\cdot10^{-5}$	Kr $1\cdot10^{-4}$ $4\cdot10^{-5}$
Rb $3{,}1\cdot10^{-2}$ $7\cdot10^{-3}$	Sr $4\cdot10^{-2}$ $1\cdot10^{-2}$	Y $2{,}8\cdot10^{-3}$ $2{,}6\cdot10^{-4}$	Zr $2\cdot10^{-2}$ $4\cdot10^{-3}$	Nb $1\cdot10^{-3}$ $2\cdot10^{-4}$	Mo $3\cdot10^{-4}$ $6\cdot10^{-5}$	Tc	Ru $5\cdot10^{-7}$ $1\cdot10^{-7}$	Rh $1\cdot10^{-7}$ $1{,}7\cdot10^{-8}$
Pd $1\cdot10^{-6}$ $1{,}6\cdot10^{-7}$	Ag $1\cdot10^{-5}$ $1{,}6\cdot10^{-6}$	Cd $5\cdot10^{-5}$ $7{,}6\cdot10^{-6}$	In $1\cdot10^{-5}$ $1{,}5\cdot10^{-6}$	Sn $4\cdot10^{-3}$ $7\cdot10^{-4}$	Sb $4\cdot10^{-5}$ $5\cdot10^{-6}$	Te $1\cdot10^{-6}$ $1{,}3\cdot10^{-7}$	I $3\cdot10^{-6}$ $4\cdot10^{-6}$	Xe $8\cdot10^{-6}$
Cs $7\cdot10^{-4}$ $9{,}5\cdot10^{-9}$	Ba $5\cdot10^{-2}$ $5{,}7\cdot10^{-3}$	La $1{,}8\cdot10^{-3}$ $2{,}5\cdot10^{-4}$	Hf $3{,}2\cdot10^{-4}$ $5\cdot10^{-5}$	Ta $2\cdot10^{-4}$ $1{,}8\cdot10^{-5}$	W $1\cdot10^{-4}$ $1\cdot10^{-5}$	Re $1\cdot10^{-7}$ $8{,}5\cdot10^{-9}$	Os $5\cdot10^{-6}$ $5\cdot10^{-7}$	Ir $1\cdot10^{-7}$ $8{,}5\cdot10^{-9}$
Pt $5\cdot10^{-7}$ $5\cdot10^{-8}$	Au $5\cdot10^{-7}$ $5\cdot10^{-8}$	Hg $7\cdot10^{-6}$ $7\cdot10^{-7}$	Tl $3\cdot10^{-4}$ $3\cdot10^{-5}$	Pb $1{,}6\cdot10^{-3}$ $1{,}6\cdot10^{-4}$	Bi $2\cdot10^{-5}$ $1{,}7\cdot10^{-6}$	Po $2\cdot10^{-14}$ $2\cdot10^{-15}$	At	Rn $7\cdot10^{-16}$
Fr	Ra $1\cdot10^{-10}$	Ac $6\cdot10^{-10}$ $5\cdot10^{-15}$	Ku	Ns				

Лантаноиды	Ce $4{,}5\cdot10^{-3}$ $6\cdot10^{-4}$	Pr $7{,}4\cdot10^{-3}$ $9\cdot10^{-5}$	Nd $2{,}5\cdot10^{-3}$ $3{,}5\cdot10^{-4}$	Pm	Sm $7\cdot10^{-4}$ $9\cdot10^{-5}$	Eu $1{,}2\cdot10^{-4}$ $1{,}8\cdot10^{-5}$	Gd $1\cdot10^{-3}$ $1\cdot10^{-4}$	Tb $1{,}5\cdot10^{-4}$ $1\cdot10^{-5}$	Dy $4{,}5\cdot10^{-4}$ $5\cdot10^{-5}$	Ho $1{,}3\cdot10^{-4}$ $5\cdot10^{-6}$	Er $4\cdot10^{-4}$ $5\cdot10^{-5}$	Tm $8\cdot10^{-5}$ $8\cdot10^{-6}$	Yb $3\cdot10^{-4}$ $3\cdot10^{-5}$	Lu $1\cdot10^{-4}$ $1\cdot10^{-5}$
Актиноиды	Th $8\cdot10^{-4}$ $7\cdot10^{-5}$	Pa $1\cdot10^{-10}$ $8\cdot10^{-12}$	U $3\cdot10^{-4}$ $2\cdot10^{-5}$	Np	Pu $1\cdot10^{-15}$ $7\cdot10^{-17}$	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

* Верхние цифры — масс. доли, нижние — мол. доли элементов.

Таблица 26

Формы существования элементов на Земле

*Встречаются в свободном состоянии

За ними следуют титан, фосфор, водород, марганец. Состав других элементов меньше 0,6 масс. доли, %.

В земной коре преобладают кислородные соединения, из которых наиболее распространены силикаты, слагающие все главнейшие горные породы. Заметно менее распространены карбонаты, еще меньше — сульфидные и сульфатные минералы. Ряд элементов встречается в природе в виде простых веществ в самородном состоянии. В табл. 26 показаны наиболее часто встречающиеся формы существования элементов на Земле.

Рис. 124. Распределение химических элементов в земной коре (масс. доли, %)

В зависимости от химической природы элемент может либо иметь собственные минералы, либо сопутствовать другим элементам. Геохимики выделяют обширную группу элементов, для которых характерна равномерность распространения в земной коре. Такие элементы называют *рассеянными*. Распространенность в земной коре и число разновидностей сбразуемых элементом минералов в прямой связи не находятся. Очень часто из двух элементов менее распространенный образует большее число разновидностей минералов. Так, рубидий (0,007 мол. доли, %) собственных минералов практически не имеет и является рассеянным элементом. В то же время сравнительно менее распространенная медь (0,0036 мол. доли, %) образует разнообразные собственные минералы, а поэтому к рассеянным элементам не относится.

В земной коре постоянно происходят многие химические процессы. Разобраться в них — значит понять, как образуются минералы, горные породы и руды, в каких условиях они формируются. Это, в свою очередь, позволяет определить наиболее вероятные расположения месторождений полезных ископаемых.

Глава 2
ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

§ 1. Структура простых веществ

Сочетание атомов одного и того же элемента есть *простое вещество*. В зависимости от типа химической связи между атомами простые вещества могут быть *металлами* и *неметаллами*. Для металлов характерна металлическая связь, для неметаллов — ковалентная. Нет резкого

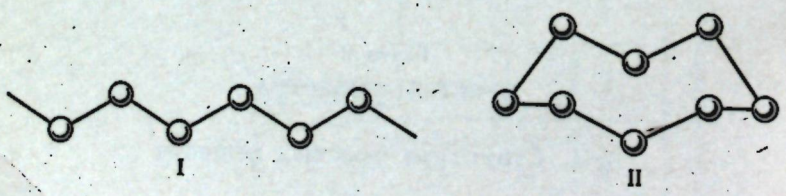
различия между металлическими и неметаллическими простыми веществами: к металлам примыкают металлоподобные простые вещества, к неметаллам — неметаллоподобные.

Один и тот же элемент может образовывать несколько разных типов простых веществ, называемых *аллотропными модификациями*. В настоящее время известно свыше 400 разновидностей простых веществ. Явление аллотропии может быть обусловлено либо различным составом молекул простого вещества данного элемента (аллотропия состава), либо способом размещения молекул или атомов в кристаллах (аллотропия формы). Способность элемента к образованию соответствующих аллотропных модификаций обусловлена строением атома, которое определяет тип химической связи, строение молекул и кристаллов.

Рассмотрим для примера типы и структуру простых веществ, образованных элементами третьего периода. Так, у *p*-элемента VIII группы аргона ($3s^23p^6$), имеющего завершенную валентную оболочку (:Ar:), молекула одноатомна. Между атомами аргона возможно только дисперсионное взаимодействие. Поэтому в твердом состоянии кристаллы аргона и его аналогов молекулярные (см. рис. 66, *а*), характеризуются высокими координационными числами (обычно кубическая гранецентрированная или гексагональная решетка).

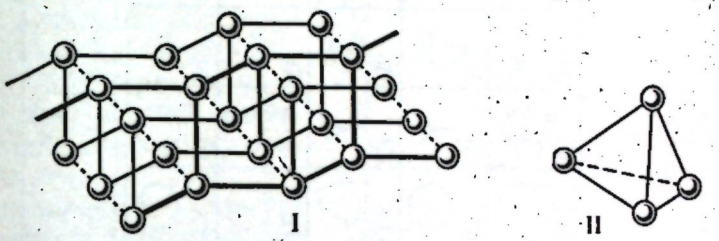
Для хлора ($3s^23p^5$) объединение атомов (:Cl:) в молекулу может осуществляться только одним способом, а именно за счет образования двухатомной ковалентной молекулы Cl_2, имеющей форму гантели. Кристаллы хлора образованы молекулами подобно кристаллам иода (см. рис. 66, *б*).

По мере увеличения числа непарных электронов для элементов становится возможной аллотропия состава. Так, для атомов серы ($3s^23p^4$), имеющих два непарных электрона (·S·), наиболее типично объединение в зигзагообразные цепи (I). В обычных условиях этому соответствует геометрическая форма молекулы в виде зигзагообразной цепочки, замкнутой в восьмичленное кольцо S_8 (II):



Кроме молекул S_8 в соответствующих условиях существуют молекулы серы в виде зигзагообразных открытых цепей S_∞ и колец S_6, S_4, а также гантелевидные молекулы S_2.

Атомы фосфора ($3s^23p^3$), имеющие три непарных электрона (·P·), объединяются в полимерные двумерные слои $P_{2\infty}$ с пирамидальным распределением связей (I); кроме того, атомы фосфора образуют четырехатомные молекулы P_4 тетраэдрической формы (II):



Для кремния ($3s^23p^2$) вследствие sp^3-гибридизации атома наиболее устойчива трехмерная (координационная) структура $Si_{3\infty}$ типа алмаза (см. рис. 64).

От кремния к алюминию и далее к *s*-элементам магнию и натрию число валентных электронов уменьшается, а число свободных валентных орбиталей увеличивается. Это понижает прочность двухцентровой связи и усиливает тенденцию к образованию нелокализованной, а в пределе — металлической связи (электронного газа).

Поскольку металлическая связь ненасыщаема и ненаправлена, металлы имеют координационные решетки с максимально плотной упаковкой. Как указывалось выше (см. рис. 65), для металлических простых веществ самых разнообразных по химической природе элементов наиболее типичны три типа кристаллических решеток: кубическая гранецентрированная (к. ч. 12), гексагональная (к. ч. 12) и кубическая объемноцентрированная (к. ч. 8). Для большинства металлов характерна аллотропия. Это прежде всего связано с тем, что энергии кристаллических решеток различных металлических структур близки. Полиморфизм чаще проявляется у *d*- и *f*-элементов (в особенности 5*f*), чем у *s*- и *p*-элементов. Это обусловлено энергетической близостью (n — 1) *d*-, *ns*-, *np*-состояний у *d*-элементов и близостью 5*f*-, 6*d*-, 7*s*-состояний у 5*f*-элементов.

Таким образом, в периодической системе при переходе от *p*-элементов VIII группы к *s*-элементам I группы уменьшение числа валентных электронов обусловливает закономерный переход от неметаллов с молекулярными кристаллическими решетками (Ar, Cl_2, P_4) к неметаллам с атомно-цепной (S_∞), атомно-слоистой ($P_{2\infty}$) и атомно-координационной ($Si_{3\infty}$) структурами и далее к металлическим координационным кристаллам (Al, Mg, Na).

Примерно так же изменяется структура простых веществ и в других периодах системы Д. И. Менделеева. Общий обзор строения простых веществ дан в табл. 27.

Таблица 27

Структура простых веществ

1 — кубическая гранецентрированная, *2* — гексагональная, *3* — объемноцентрированная, *4* — прочие структуры, *5* — алмазоподобная, *6* — слоистая, *7* — цепная, *8* — островная (молекулярная)

§ 2. Свойства простых веществ

Физические свойства. В соответствии с характером изменения структуры и типа химической связи закономерно изменяются и свойства простых веществ — их плотность, температура плавления и кипения, электрическая проводимость и др. Так, аргон, хлор и сера в твердом состоянии являются диэлектриками, кремний — полупроводником, а алюминий, магний и натрий — металлическими проводниками.

Рис. 125. Плотность простых веществ

Периодическая зависимость свойств у простых веществ от порядкового номера элемента проявляется сложнее, чем у свободных атомов. Это объясняется тем, что свойства простых веществ не всегда однозначно определяются природой образующих их атомов, а в значительной мере зависят также от структуры, типа химической связи, межмолекулярного взаимодействия, условий образования и пр.

На рис. 125—127 показана зависимость от порядкового номера элементов плотности простых веществ в твердом состоянии, температуры их плавления и стандартной энтропии.

Как видно на рис. 126, температура плавления простых веществ в периодах вначале возрастает, затем падает. Наименьшую температуру плавления имеют простые вещества с молекулярной структурой, в особенности одноатомные простые вещества *s*- и *p*-элементов VIII группы (благородные газы). В обычных условиях простые вещества молекулярного строения являются газами, жидкостями или относительно легкоплавкими твердыми телами. Наиболее тугоплавки алмаз и кремний, имеющие ковалентные атомно-координационные решетки.

Из металлов наибольшую температуру плавления имеют простые вещества *d*-элементов. Полагают, что в этом проявляется ковалентная связь (за счет *d*-электронов), которая присутствует в их кристаллах наряду с металлической связью (за счет внешних *s*-электронов). Участие в образовании ковалентной связи в наибольшей степени проявляется у 5*d*-электронов, поэтому в подгруппах *d*-элементов температура плавления с ростом порядкового номера повышается (рис. 126).

Изменение стандартных энтропий простых веществ (рис. 127) проявляется в периоде прямо противоположно изменению температуры плавления. В периодах стандартная энтропия вначале уменьшается,

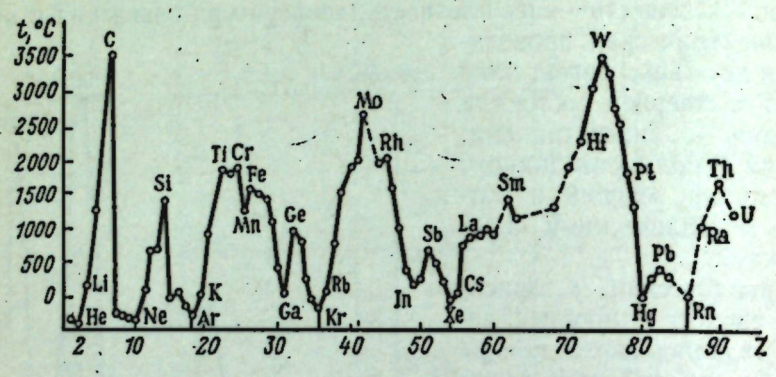


Рис. 126. Температура плавления простых веществ

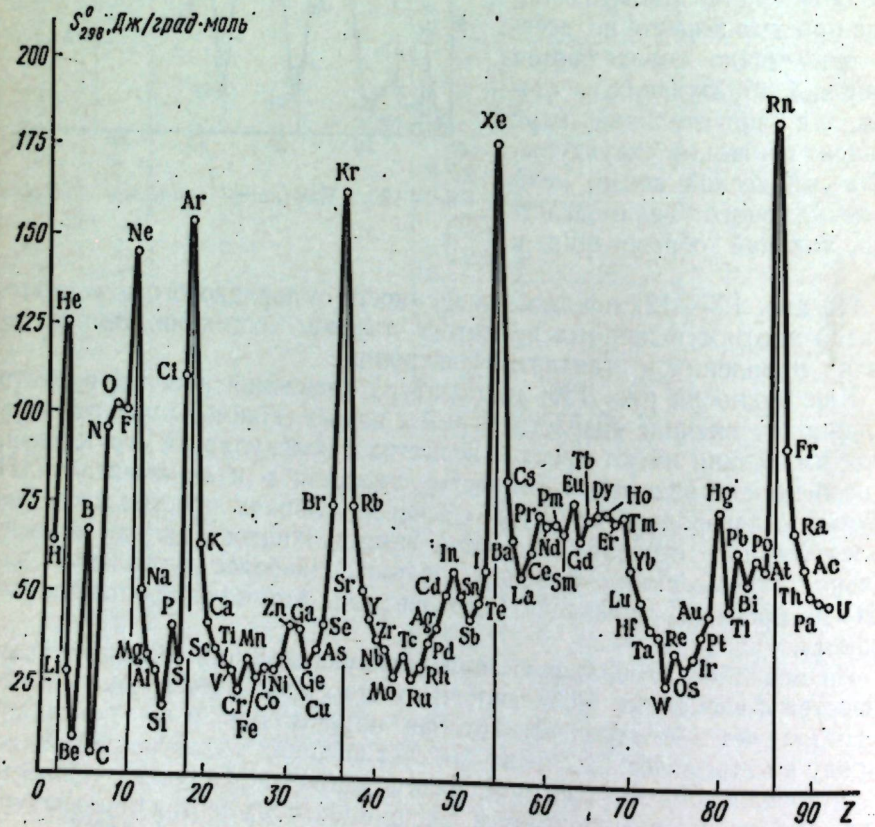


Рис. 127. Стандартные энтропии простых веществ

а затем возрастает. В этом находит отражение переход от мягкого щелочного металла к твердым ковалентным полимерам (алмазу, кремнию, германию, сурьме), а в конце периода — к одноатомным благородным газам.

Химические свойства простых веществ. В химических реакциях металлы обычно выступают как восстановители. Неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. При этом характер изменения восстановительной и окислительной активности простых веществ в группах и подгруппах существенно зависит от природы партнера по реакции и условий осуществления реакции. Обычно в главных подгруппах проявляется общая тенденция: с увеличением порядкового номера элемента окислительные свойства неметаллов ослабевают, а восстановительные свойства металлов усиливаются. Об этом, в частности, свидетельствует характер изменения стандартной энергии Гиббса образования однотипных соединений. Например, в реакции окисления хлором металлов главной подгруппы II группы

$$M\ (к) + Cl_2\ (г) = MCl_2\ (к)$$

от бериллия к барию отрицательное значение ΔG_f^0 увеличивается:

	$BeCl_2$ (к)	$MgCl_2$ (к)	$CaCl_2$ (к)	$SrCl_2$ (к)	$BaCl_2$ (к)
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—467,3	—591,1	—749,5	—780,4	—810,1

Иными словами, в ряду Be — Mg — Ca — Sr — Ba восстановительная активность простых веществ относительно хлора повышается.

В реакциях окисления галогенами кальция

$$Ca\ (к) + Hal_2 = CaHal_2\ (к)$$

от фтора к иоду отрицательное значение ΔG_f^0 уменьшается:

	CaF_2 (к)	$CaCl_2$ (к)	$CaBr_2$ (к)	CaI_2 (к)
$\Delta G^0_{f,298}$ кДж/моль . . .	—1162,9	—749,5	—655,4	—529,2

Таким образом, в ряду $F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2$ окислительная активность простых веществ относительно кальция падает. $\Delta G^0_{f,298}$ для H_2O(г), H_2S(г), H_2Se(г) и H_2Te(г) равны соответственно —238, —33, +71 и +138 кДж/моль, что свидетельствует об уменьшении химической активности по отношению к водороду в ряду кислород — сера — селен — теллур.

При других партнерах по реакции и условиях ее протекания ряд изменения химической активности простых веществ может быть иным. Так, из щелочных металлов по отношению к фтору (а также кислороду) наиболее активен литий:

$$M\ (к) + {}^1/_2 F_2\ (г) = MF\ (к)$$

	LiF (к)	NaF (к)	KF (к)	RbF (к)	CsF (к)
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—568	—540	—530	—522	—502

а по отношению к иоду (а также брому) — цезий:

$$M\ (к) + {}^1/_2\ I_2\ (к) = MI\ (к)$$

	LiI (к)	NaI (к)	KI (к)	RbI (к)	CsI (к)
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—269	—285	—322	—323	—335

Изменение ряда химической активности обязано неодинаковому характеру изменения в данном ряду элементов атомных и ионных ра-

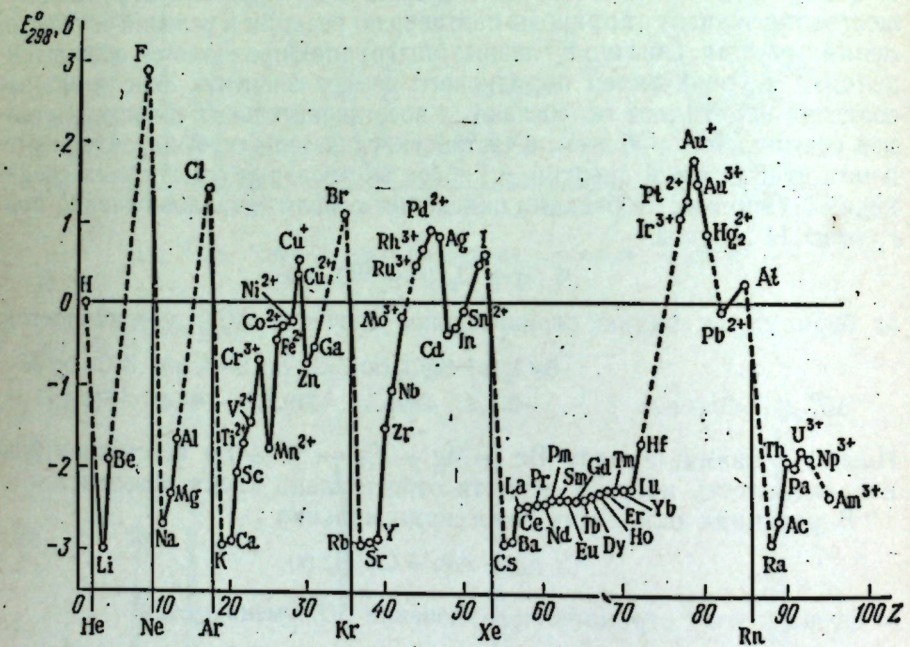


Рис. 128. Стандартные электродные потенциалы простых веществ в водном растворе

диусов, потенциалов ионизации атомов, теплот возгонки простых веществ, с одной стороны, и энергии кристаллической решетки соединений — с другой.

О периодичности изменения химической активности простых веществ свидетельствует характер изменения ΔH^0_f и ΔG^0_f соответствующих однотипных соединений с увеличением порядкового номера элемента. Об этом же свидетельствует рис. 128, на котором показана зависимость значений стандартного электродного потенциала E^0_{298} простых веществ в водном растворе от порядкового номера элемента в периодической системе.

Отношение простых веществ к воде. Поскольку химические процессы часто протекают в водных средах, важно рассмотреть отношение простых веществ к воде и водным растворам. Химическое своеобразие

воды заключается в том, что она является и окислителем, и восстановителем, а также выступает в качестве лиганда в процессах комплексообразования.

В зависимости от природы простых веществ возможны следующие случаи химического взаимодействия их с водой.

1. Окисление простого вещества водой, сопровождающееся выделением водорода и образованием гидратированных катионов. Электродный потенциал системы $2H^+(р) + 2e^- = H_2(г)$ для воды (при pH 7) составляет $E_{298} = -0{,}414$ В. Следовательно, выделение водорода из воды имеет место при взаимодействии с ней металлов, электродный потенциал которых характеризуется более отрицательным значением, чем —0,414 В, например:

$$2Na\ (т) + 2HOH\ (ж) = 2Na^+\ (р) + 2OH^-\ (р) + H_2\ (г)$$

$$2Na\ (т) + 2HOH\ (ж) = 2NaOH\ (р) + H_2\ (г)$$

Указанный случай взаимодействия характерен для щелочных и щелочноземельных металлов. Реакция идет с заметной скоростью, если образующийся в результате реакции гидроксид растворим в воде. Образование же нерастворимого (или малорастворимого) гидроксида на поверхности металла тормозит дальнейшее протекание реакции, например:

$$Zn\ (т) + 2HOH\ (ж) = Zn(OH)_2\ (т) + H_2\ (г)$$

Торможение (или полное прекращение) химического процесса за счет продуктов взаимодействия называется *пассивированием*.

2. Диспропорционирование простых веществ, сопровождающееся образованием гидратированных анионов:

$$Cl_2\ (г) + 3HOH\ (ж) = 2OH_3^+\ (р) + Cl^-\ (р) + ClO^-\ (р)$$

$$Cl_2\ (г) + HOH\ (ж) = HCl(р) + HClO(р)$$

По указанному механизму взаимодействуют с водой простые вещества наиболее электроотрицательных элементов (Cl, Br, I).

3. Восстановление простого вещества водой, сопровождающееся выделением кислорода и образованием гидратированного аниона. Окислительно-восстановительный потенциал системы

$$O_2\ (г) + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$$

для воды (при pH 7) составляет $E_{298} = 0{,}82$ В. По указанному механизму взаимодействует фтор, электродный потенциал которого равен $E_{298} = 2{,}87$ В:

$$F_2\ (г) + 3H_2O\ (ж) = 2OH_3^+\ (р) + 2F^-\ (р) + O\ (г)$$

$$F_2\ (г) + H_2O\ (ж) = 2HF\ (р) + O\ (г)$$

Растворенные в воде вещества могут либо способствовать проявлению присущих соответствующим элементам тенденций к образованию

катионных или анионных производных, либо тормозить и подавлять их. Так, ионы OH_3^+ способствуют образованию катионных комплексов и, наоборот, препятствуют образованию анионных комплексов. Ионы же OH^- препятствуют образованию катионных и способствуют образованию анионных комплексов. (Аналогичную роль играют и другие отрицательные ионы — CN^-, F^- и пр.)

Отношение простых веществ к разбавленным кислотам. Окисление простых веществ за счет выделения водорода в растворах кислот протекает активнее, чем в чистой воде. Повышение концентрации ионов OH_3^+ отвечает уменьшению отрицательного значения электродного потенциала системы $H^+(р) + e^- = {}^1/_2H_2(г)$, поэтому число металлов, взаимодействующих по этому механизму, резко увеличивается. К тому же присутствие избытка ионов OH_3^+ препятствует образованию гидроксидов, что также способствует переходу простых веществ в катионные аквокомплексы:

$$Zn\ (т) + 2OH_3^+\ (р) + 2H_2O\ (ж) = [Zn(OH_2)_4]^{2+}\ (р) + H_2\ (г)$$

или

$$Zn\ (т) + H_2SO_4\ (р) = ZnSO_4\ (р) + H_2\ (г)$$

В ряде случаев при взаимодействии простых веществ с кислотами образуются нерастворимые или малорастворимые продукты, тормозящие дальнейшее окисление — восстановление. Например, свинец не растворяется в разбавленных кислотах — серной, соляной и др., так как при взаимодействии с ними на поверхности свинца образуются нерастворимые в воде осадки $PbSO_4$, $PbCl_2$ и др., предохраняющие его от дальнейшего окисления. Нерастворимые продукты чаще всего образуются при взаимодействии металлов с H_3PO_4, H_2SO_3, H_2CO_3, HF, HCN.

Отношение простых веществ к водным растворам щелочей. Поскольку ионы OH^- способствуют образованию анионных комплексов, с водными растворами щелочей могут взаимодействовать простые вещества тех элементов, которые склонны к образованию анионных комплексов. Окисление же простых веществ происходит или за счет воды (сопровождается выделением водорода):

$$Zn\ (т) + 2H_2O\ (ж) + 2OH^-\ (р) = [Zn(OH)_4]^{2-}\ (р) + H_2\ (г)$$

$$Si\ (т) + H_2O\ (ж) + 2OH^-\ (р) = SiO_3^{2-}\ (р) + 2H_2\ (г)$$

или за счет диспропорционирования:

$$Cl_2\ (г) + 2OH^-\ (р) = Cl^-\ (р) + ClO^-\ (р) + H_2O\ (ж)$$

Понятно, что указанные реакции протекают тем легче, чем устойчивее образующиеся комплексные анионы. Так, гидроксоанионы типа $[Э(OH)_n]^{x-}$ наиболее устойчивы у Zn (II), Al (III) и Be (II), поэтому их простые вещества довольно легко растворяются в водных растворах щелочей. В то же время Fe, Co, Mn и другие вследствие неустойчивости гидроксоанионов взаимодействуют с растворами щелочей лишь в мелкораздробленном состоянии и при длительном нагревании.

Отношение простых веществ к водным растворам более сильных окислителей, чем OH_3^+. Присущие элементам тенденции к образованию катионных или анионных производных особенно отчетливо проявляются при окислении простых веществ в водных растворах более сильными окислителями, чем вода или ионы OH_3^+. Таким более сильным окислительным действием, например, обладает азотная кислота. В отличие от многих других кислот она окисляет чаще всего не за счет иона OH_3^+, а за счет аниона NO_3^-. Характер продуктов восстановления HNO_3 зависит от ее концентрации и активности простого вещества.

Элементы, у которых устойчива низкая степень окисления, при взаимодействии с HNO_3 образуют аквокомплексы:

$$\overset{0}{Cu} + 2\overset{+5}{N}O_3^- + 4OH_3^+ = \left[\overset{+2}{Cu}(OH_2)_6\right]^{2+} + 2\overset{+4}{N}O_2$$

$$3\overset{0}{Cu} + 2\overset{+5}{N}O_3^- + 8OH_3^+ + 6H_2O = 3\left[\overset{+2}{Cu}(OH_2)_6\right]^{2+} + 2\overset{+2}{N}O$$

или

$$Cu + 4HNO_3\ (конц.) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_3\ (разб.) = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Если HNO_3 концентрированная, то обычно выделяется NO_2, если разбавленная — NO.

Элементы, для которых характерна высокая степень окисления, в результате взаимодействия с концентрированной HNO_3 обычно образуют кислородсодержащие кислоты. Азотная кислота при этом восстанавливается до NO:

$$\overset{0}{S} + 2H\overset{+5}{N}O_3 = \overset{+6}{S}O_4 + \overset{+2}{N}O$$

$$3\overset{0}{Re} + 7H\overset{+5}{N}O_3 = 3H\overset{+7}{Re}O_4 + 7\overset{+2}{N}O + 2H_2O$$

Подобно азотной кислоте действует на простые вещества и концентрированная серная кислота, которая сама при этом восстанавливается чаще всего до SO_2:

$$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 = \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

$$2\overset{0}{P} + 5H_2\overset{+6}{S}O_4 = 2H_3\overset{+5}{P}O_4 + 5\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

§ 3. Принципы получения простых веществ

Подавляющее большинство химических элементов на Земле находится в виде соединений. В зависимости от знака степени окисления элемента получить его простое вещество из сложных можно окисле-

нием или восстановлением. Окисление применяется для получения простых веществ элементов, степени окисления которых в соединениях отрицательны, а восстановление — для получения простых веществ элементов, проявляющих в соединении положительные степени окисления.

Окислительно-восстановительные процессы можно осуществлять либо химическим, либо электрохимическим способом, а также термическим разложением соединений.

Химические методы получения простых веществ. Химическое окисление соединений применяется в технике для получения, например, простых веществ таких высокоэлектроотрицательных элементов, как бром и иод:

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$$

В лаборатории этим методом получают хлор:

$$MnO_2 + 4HCl = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$$

При химическом восстановлении в качестве восстановителя чаще всего применяют уголь или оксид углерода (II.) Таким способом получают железо (в доменном процессе), водород и многие цветные металлы (олово, свинец, цинк и пр.):

$$Fe_3O_4\ (к) + 4CO\ (г) = 3Fe\ (к) + 4CO_2(г)$$
$$H_2O\ (г) + C\ (к) = CO\ (г) + H_2\ (г)$$

В качестве восстановителя применяют также водород. Восстановление исходного вещества водородом обеспечивает наибольшую чистоту получаемого простого вещества. Восстановление водородом используется, например, для получения вольфрама из WO_3, очень чистого железа из его оксидов, ряда благородных металлов [Re из NH_4ReO_4, Os из $(NH_4)_2\ OsCl_6$].

Широкое распространение получили металлотермические методы. В этих методах в качестве восстановителя используются активные металлы, такие, как алюминий, натрий, кальций и др. Ниже приведены некоторые примеры металлотермических реакций:

алюмотермия: $Cr_2O_3 + 2Al = 2Cr + Al_2O_3$

магнийтермия: $TiCl_4 + Mg = Ti + 2MgCl_2$

натрийтермия: $K_2BeF_4 + 2Na = Be + 2NaF + 2KF$

Метод металлотермии впервые предложен Н. Н. Бекетовым (1865).

Чаще всего получение металлов сводится к восстановлению их оксидов, которые получают соответствующей обработкой природных руд. Если исходной рудой являются сульфидные минералы, то последние подвергают окислительному обжигу, например:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$$

Сравнительно новым направлением в металлургии является так называемая хлорная металлургия. В этом методе руды подвергаются хлорированию и нужные элементы извлекаются из сырья в виде хлоридов. Хлориды разделяют и в дальнейшем подвергают восстановлению. Таким путем, в частности, получают титан и другие металлы.

Методы получения простых веществ, осуществляемые при высоких температурах, называют *пирометаллургическими*.

Окисление — восстановление осуществляется при термическом разложении соединений:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2;$$
$$ZrI_4 = Zr + 2I_2$$

На получении и последующем термическом разложении соединений основана очистка простых веществ. Часто применяемым способом очистки металлов (главным образом *d*-элементов) до очень высокой степени чистоты является так называемый *иодидный метод* (*иодидное рафинирование*, см. рис. 222). Этот метод основан на том, что при относительно низких температурах иод окисляет металлы, а при высокой температуре образовавшийся иодид распадается.

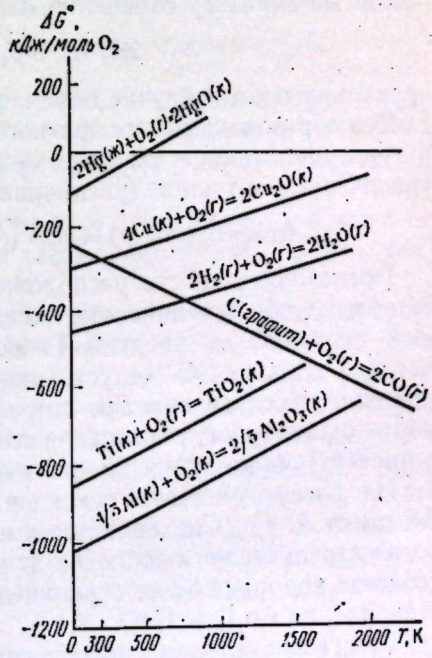


Рис. 129. Зависимость энергии Гиббса образования некоторых оксидов от температуры

Для получения особо чистых веществ применяют *зонную плавку*. Вещество, например металл в виде бруска, нагревают в сосуде с одного конца до плавления. Примеси лучше растворимы в расплаве, чем в твердом веществе, поэтому они концентрируются в расплаве. При медленном перемещении источника нагрева вдоль сосуда зона расплавленного металла вместе с примесями также смещается. Таким образом примеси концентрируются в конце бруска. Вышедший из зоны нагрева металл кристаллизуется. Конец бруска с примесями отрезают. Процесс расплавления и кристаллизации металла можно повторить и достичь еще более высокой степени очистки металла.

Выбор восстановителя. Выбор того или иного восстановителя для получения простого вещества определяется при сопоставлении значений энергии Гиббса образования соответствующих соединений. На

рис. 129* приведены графики зависимости ΔG_f некоторых оксидов от температуры в соответствии с уравнением $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Для твердых оксидов линии ΔG с повышением температуры идут вверх, поскольку присоединение газообразного кислорода простым веществом сопровождается уменьшением объема и соответственно уменьшением энтропии:

$$\frac{2x}{y}\,M\,(т) + O_2\,(г) \rightarrow \frac{2}{y}\,M_xO_y\,(т)$$

Такой же характер изменения ΔG наблюдается для H_2O:

$$2H_2\,(г) + O_2\,(г) = 2H_2O\,(ж)$$

поскольку в этом случае объем системы также уменьшается. Энергия Гиббса образования газообразного CO, наоборот, с повышением температуры уменьшается, так как окисление графита до CO сопровождается увеличением энтропии (увеличивается объем системы):

$$C\,(графит) + O_2\,(г) = 2CO\,(г), \quad \Delta S^0 = 179{,}3\ Дж/град \cdot моль.$$

Последовательность расположения линий на рисунке соответствует повышению устойчивости оксидов по мере увеличения отрицательных значений их энергий Гиббса образования. Простое вещество, которое образует более устойчивый оксид, является поэтому потенциальным восстановителем для менее устойчивого оксида. Иначе говоря, оксид будет восстанавливаться простым веществом, для которого линия ΔG образования оксида расположена ниже.

Из рассматриваемых оксидов наиболее отрицательное значение ΔG имеет Al_2O_3. Следовательно, алюминий может выступать в качестве восстановителя любого из этих оксидов. Восстановительная способность водорода более ограничена. Он может быть применен для восстановления Cu_2O и HgO.

Восстановительная способность углерода с увеличением температуры резко возрастает (кривая ΔG идет вниз). Поэтому углерод при соответствующих высоких температурах может быть потенциальным восстановителем почти всех оксидов. Так, его восстановительная активность по отношению к TiO_2 и H_2O может проявиться при температурах выше 1600 и 750 K соответственно, т. е. когда вследствие усиления энтропийного фактора значение ΔG для CO становится более отрицательным, чем для TiO_2 и H_2O.

Как видно из рис. 129, энергия Гиббса образования HgO при низких температурах имеет отрицательное значение, а при высоких — положительное. Следовательно, этот оксид может образоваться только при низких температурах, а при нагревании он распадается на простые вещества. Поэтому, в частности, при обжиге сульфидных руд оксид ртути не образуется, а металл выделяется в свободном состоянии, например:

$$HgS + O_2 = Hg + SO_2$$

* Зависимость ΔG от температуры на рисунке представлена в упрощенном виде. Здесь не учтены фазовые превращения — плавление и кипение простых веществ и оксидов.

Аналогичным образом можно сравнить значение ΔG_T для процессов окисления простых веществ серой, хлором и пр. и найти необходимые условия получения простых веществ восстановлением соответствующих хлоридов, сульфидов и пр. Ниже приведены реакции получения ванадия восстановлением его оксида и дихлорида с помощью водорода:

$$VO\,(т) + H_2\,(г) = V\,(к) + H_2O\,(г), \quad \Delta H^0_{298} = 184\ кДж/моль;$$

$$VCl_2\,(к) + H_2\,(г) = V\,(к) + 2HCl\,(г), \quad \Delta H^0_{298} = 322\ кДж/моль.$$

Оба процесса эндотермические. При повышенной температуре энтропийный фактор для второй реакции благоприятнее (образуются 2 моля газа). Поэтому восстановление галида протекает значительно легче, чем восстановление VO водородом.

Для окончательного выбора способа и условий получения простых веществ восстановлением соединений необходимо учесть влияние температуры на скорость реакции.

При промышленном производстве в выборе метода получения веществ решающим является его экономическая обоснованность. Так, несмотря на то что углерод (в виде кокса) может быть потенциальным восстановителем оксидов почти всех металлов, имеется ряд причин, препятствующих еще более широкому его использованию. Такими причинами являются высокая стоимость необходимого для протекания реакции нагрева, термическая неустойчивость футеровки печей, трудность подавления побочных реакций и пр. Если к веществу предъявляются повышенные требования по чистоте, дорогостоящей операцией оказывается часто последующая очистка полученного вещества.

Электрохимические методы получения простых веществ. Процессы электрохимического окисления и восстановления осуществляются на электродах при электролизе расплавов или растворов соединений. Электрохимическим (анодным) окислением получают фтор, хлор и кислород. Электрохимическим (катодным) восстановлением расплавов соответствующих соединений получают щелочные и щелочноземельные металлы, алюминий и некоторые другие.

Электролизом растворов соединений можно получить водород и простые вещества большинства *d*-элементов, таких, как Zn, Cu, Ni, Co и др. Электрохимическое восстановление используется также для рафинирования (очистки) «сырых» металлов (Cr, Ni, Zn, Ag, Sn), полученных другими способами. При электролитическом рафинировании в качестве анода используется «сырой» металл, в качестве электролита берется соответствующее соединение данного элемента.

Выбор режима электролиза производится исходя из значений электродного потенциала соответствующей реакции, осуществляемой на электродах.

Разделение простых веществ и отделение их от пустой породы. Разделение простых веществ, встречающихся в природе, может осуществляться физическими, механическими и химическими методами.

Физические методы разделения основаны на различии физических свойств веществ, например на различии температур кипения, плавления и замерзания, на различной растворимости, на различии адсорбируемости и пр. Из физических методов применяют разделение фракционированной перегонкой, вымораживанием; методами абсорбции и адсорбции и пр.

Фракционированная перегонка, например, применяется для получения азота и кислорода из жидкого воздуха. Этот метод основан на различии температур кипения жидкого азота и кислорода: азот, имеющий более низкую температуру кипения, чем кислород, выкипает из жидкого воздуха в первую очередь, в результате чего происходит обогащение жидкого воздуха кислородом. При многократном сжижении и испарении жидкого воздуха можно получить чистые азот и кислород. Таким же способом получают из газовых смесей инертные газы.

Вымораживание применяют для выделения водорода и гелия из природных газовых смесей. При охлаждении этих смесей вещества переходят в жидкое и твердое состояния при различных температурах. Водород и гелий — вещества, кипящие при наиболее низких температурах, остаются в газовом состоянии.

Из механических методов можно назвать отделение промыванием водой золота и алмаза от пустой породы. В этом случае разделение основано на различной плотности получаемого вещества и пустой породы.

Глава 3
ДВУХЭЛЕМЕНТНЫЕ (БИНАРНЫЕ) СОЕДИНЕНИЯ

§ 1. Характеристика бинарных соединений по типу химической связи

По типу химической связи бинарные соединения могут быть ионными, ковалентными, металлическими и со смешанным типом химической связи.

В соответствии с закономерным развитием электронных структур атомов характер химической связи (а следовательно, структуры и свойств) однотипных соединений в периодах и группах периодической системы изменяется закономерно. На примере бинарных соединений элементов второго периода

	Li	Be	B	C	N	O	F
Фториды . .	LiF	BeF_2	BF_3	CF_4	NF_3	OF_2	(F_2)
Оксиды . . .	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	(O_2)	—
Нитриды . .	Li_3N	Be_3N_2	BN	C_3N_4	(N_2)	—	—

можно показать, что для любого из приведенных соединений степень полярности химической связи от I к VII группе постепенно уменьшается. Так, в ряду фторидов тип химической связи изменяется от ионного в LiF с последующим уменьшением степени полярности связи в BeF_2, BF_3, CF_4, NF_3, и OF_2 до неполярно ковалентного во F_2.

Об изменении типа химической связи в ряду оксидов можно судить по значениям эффективных зарядов кислорода в соединениях*:

	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5
Эффективный заряд на атоме кислорода δ . .	—0,80	—0,35	—0,24	—0,11	—0,05
Химическая природа оксида . .	сильноосновный	амфотерный	слабокислотный	среднекислотный	сильнокислотный

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента степень ионности связи в однотипных соединениях обычно увеличивается, например:

	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
Эффективный заряд на атоме кислорода δ	—0,80	—0,81	—0,89	—0,92	—0,96

В соответствии с изменением типа химической связи и структуры в свойствах бинарных соединений проявляется более или менее отчетливо выраженная периодичность. Об этом, например, свидетельствует характер изменения по периодам и группам стандартной энтропии, температуры плавления, энтальпии и энергии Гиббса образования в зависимости от порядкового номера элемента с положительной степенью окисления (рис. 130). В изменении параметров отчетливо проявляется также вторичная периодичность (рис. 131).

§ 2. Сравнение устойчивости бинарных соединений

В качестве меры сравнения стабильности соединений можно использовать энергию Гиббса сбразования соединений.

На рис. 130, *г* показана зависимость ΔG хлоридов $ЭCl_n$ от порядкового номера элемента Э. Как видим, значение энергии Гиббса образования в пределах каждого периода по мере роста порядкового номера элемента Э становится все менее отрицательным. Следовательно, стабильность хлоридов в том же направлении уменьшается.

Примерно такой же характер изменения ΔG (в расчете на 1 моль атомов электроотрицательного элемента) имеет место и в случае остальных галидов, оксидов, сульфидов, нитридов.

---

* См. примечание к с. 80. Приведенные значения эффективных зарядов представляют интерес с точки зрения характера их изменения.

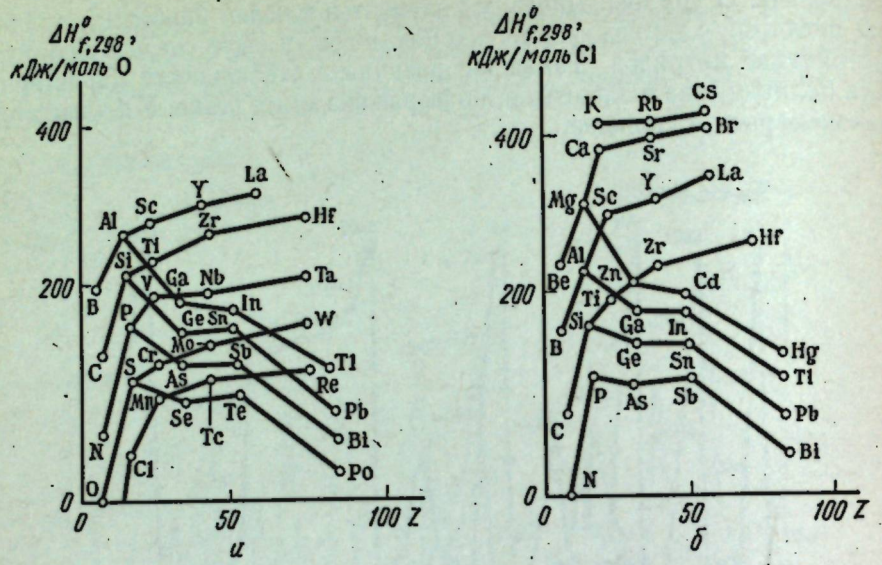


Рис. 131. Зависимость энтальпии образования (ΔH^0_{298}) высших оксидов (*а*) и хлоридов (*б*) от порядкового номера элемента с положительной степенью окисления

§ 3. Основно-кислотные свойства бинарных соединений

В соответствии с изменением химической природы элемента закономерно изменяются и химические свойства соединений, в частности их основно-кислотная активность. Так, в случае оксидов в ряду Li_2O — BeO — B_2O_3 — CO_2 — N_2O_5 по мере уменьшения степени полярности связи (уменьшения отрицательного эффективного заряда атома кислорода δ) ослабляются основные и нарастают кислотные свойства: Li_2O — сильно основный оксид, BeO — амфотерный, а B_2O_3, CO_2 и N_2O_5 — кислотные.

Как известно, при взаимодействии основных оксидов с кислотными протекают реакции комплексообразования:

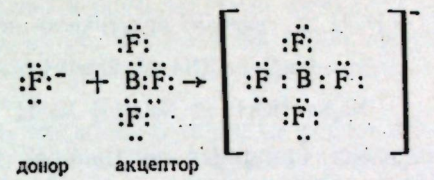
$$\underset{\text{основный}}{Li_2O} + \underset{\text{кислотный}}{CO_2} = Li_2[CO_3]$$

Аналогичным образом взаимодействуют между собой и другие однотипные соединения с резким различием в полярности связи:

$$LiF + BF_3 = Li[BF_4]$$
$$\underset{\text{основный}}{Li_2S} + \underset{\text{кислотный}}{CS_2} = Li_2[CS_3]$$

В приведенных реакциях соединения лития выступают в качестве доноров электронных пар — основных соединений, а соединения бора

и углерода — в качестве акцепторов этих пар — кислотных соединений, например:



Химическая природа бинарных соединений обусловлена химической природой электроположительного элемента: соединения щелочных и щелочноземельных металлов проявляют основные свойства, а неметаллических элементов — кислотные:

Li	Be	B	C	N	O	F
LiF	BeF_2	BF_3	CF_4	NF_3	OF_2	—
Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
Li_3N	Be_3N_2	BN	C_3N_4	—	—	—
основные	амфотерные	кислотные				

Для сравнения основно-кислотных свойств бинарных соединений можно воспользоваться данными по ΔG соответствующих химических реакций. Ниже приведены реакции взаимодействия оксидов элементов 3-го периода с оксидом натрия:

$$Na_2O\ (к) + Al_2O_3\ (к) = 2NaAlO_2\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -173\ кДж/моль;$$

$$Na_2O\ (к) + SiO_2\ (к) = Na_2SiO_3\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -194\ кДж/моль;$$

$$Na_2O\ (к) + {}^1/_6\,P_4O_{10}\ (к) = {}^4/_6\,Na_3PO_4\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -387\ кДж/моль;$$

$$Na_2O\ (к) + SO_3\ (к) = Na_2SO_4\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -552\ кДж/моль;$$

$$Na_2O\ (к) + Cl_2O_7\ (г) = 2NaClO_4\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -570\ кДж/моль.$$

Как видно из значений ΔG химических реакций, в ряду Al — Si — P — S — Cl по мере усиления неметаллических признаков элементов кислотные свойства их оксидов резко возрастают.

Аналогично можно показать, что в том же ряду элементов кислотные свойства возрастают и у других бинарных соединений, например:

$$NaF\ (к) + MgF_2\ (к) = NaMgF_3\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -14\ кДж/моль;$$

$$NaF\ (к) + {}^1/_3\,AlF_3\ (к) = {}^1/_3\,Na_3AlF_6\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -31\ кДж/моль;$$

$$NaF\ (к) + {}^1/_2\,SiF_4\ (к) = {}^1/_2\,Na_2SiF_6\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -51\ кДж/моль.$$

Соединения однотипных элементов проявляют общность свойств и при других реакциях, например при сольволизе (гидролизе), аммонолизе и пр. Так, бинарные соединения щелочных и щелочноземель-

ных металлов гидролизу практически не подвергаются или же дают при этом щелочную среду:

$$NaCl + HOH \rightleftarrows \text{гидролиз практически не протекает}$$

$$Na_2O + HOH \rightleftarrows 2NaOH$$

$$Na_2S + HOH \rightleftarrows NaOH + NaSH$$

Наоборот, гидролиз бинарных соединений неметаллов протекает необратимо с образованием кислот:

$$BCl_3 + 3HOH = H_3BO_3 + 3HCl$$

$$B_2O_3 + 3HOH = 2H_3BO_3$$

$$B_2S_3 + 6HOH = 2H_3BO_3 + 3H_2S$$

Аналогичным образом классифицируются соединения, в которых в качестве окислителей выступают два элемента, т. е. соединения типа оксид-галидов, нитрид-галидов, оксид-сульфидов и др. Например, COS — оксосульфид углерода (IV) — кислотное соединение, о чем свидетельствует его отношение к воде (при нагревании) и к основным соединениям:

$$COS + 2H_2O = H_2CO_3 + H_2S$$

$$CaO + COS = Ca[CO_2S]$$

Роль отрицательно поляризованных составляющих (окислителей) могут играть не только отдельные атомы, но и их группировки, способные к самостоятельному существованию в виде ионов, например типа OH^-, SH^-, NH_2^-, CN^-:

Гидроксиды	Гидросульфиды
$NaOH$ — гидроксид натрия	$NaSH$ — гидросульфид натрия
$Zn(OH)_2$ — гидроксид цинка	$Zn(SH)_2$ — гидросульфид цинка
$B(OH)_3$ — гидроксид бора	$B(SH)_3$ — гидросульфид бора
Дигидронитриды	**Цианиды**
$NaNH_2$ — дигидронитрид натрия	$NaCN$ — цианид натрия
$Zn(NH_2)_2$ — дигидронитрид цинка	$Zn(CN)_2$ — цианид цинка
$B(NH_2)_3$ — дигидронитрид бора	$B(CN)_3$ — цианид бора

В зависимости от природы электроположительного элемента химическая связь между радикалом и положительно поляризованным атомом, а следовательно, и свойства рассматриваемых соединений закономерно изменяются по группам и периодам периодической системы, например:

Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te
$RbOH$	$Sr(OH)_2$	$In(OH)_3$	$Sn(OH)_4$	$Sb(OH)_5$	$Te(OH)_6$
основные гидроксиды		амфотерные гидроксиды		кислотные гидроксиды	

В приведенном ряду наблюдается переход от ионных гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов к ковалентным гидроксидам неметаллических элементов. В соответствии с этим изменяется химическая природа гидроксидов, о чем, например, свидетельствует следующая реакция:

$$\underset{\text{основный}}{2RbOH} + \underset{\text{кислотный}}{Sn(OH)_4} = Rb_2[Sn(OH)_6]$$

§ 4. Металлические соединения

Вопросы химического взаимодействия металлов между собой, а также с неметаллами, если продукты их взаимодействия сохраняют металлические свойства, изучает один из разделов неорганической химии — *металлохимия*.

Если расположить металлы в порядке усиления их химического взаимодействия друг с другом, то получится следующий ряд:

а) металлы не взаимодействуют друг с другом ни в жидком, ни в твердом состоянии;

б) металлы взаимно растворяются в жидком состоянии, а в твердом состоянии образуют эвтектику;

в) металлы образуют друг с другом жидкие и твердые растворы любого состава;

г) металлы образуют между собой одно или несколько металлических соединений, называемых *интерметаллическими*.

Металлические твердые растворы. Металлы характеризуются повышенной склонностью растворять металлы и в меньшей степени неметаллы. Эта способность — следствие предельной нелокализованности металлической связи. Вследствие дефицита электронов (см. рис. 75) валентная зона металлического кристалла может принимать некоторое число добавочных электронов, не вызывая изменений структуры и металлических признаков кристалла. Например, в кристалле серебра, атомы которого имеют по одному валентному электрону s^1, электронная концентрация (отношение общего числа валентных электронов к общему числу атомов в кристалле) равна 1. Но она может возрастать до 1,4 за счет электронов, вносимых атомами других элементов.

Подобному увеличению электронной концентрации в валентной зоне до 40% соответствует предельная растворимость металлов в серебре; например, твердый раствор на основе серебра может содержать (мол. доли, %) до 40% Cd(s^2), 20% In(s^2p^1), 13,3% Sn(s^2p^2) или 10% Sb (s^2p^3).

Как видим, по мере увеличения числа валентных электронов растворимость металлов в серебре падает. В случае же растворения в серебре золота (один валентный электрон s^1) электронная концентрация не изменяется, поэтому золото и серебро растворяются друг в друге неограниченно.

Прибавление электронов сверх оптимально допустимого приводит к энергетической неустойчивости данного типа кристаллической структуры металл — растворитель и к возникновению структуры нового типа. Это уже свидетельствует о превращении твердого раствора в интерметаллическое соединение или при полном завершении валентной зоны — в соединение с ковалентной или ионной связью.

Образование энергетических зон возможно лишь при условии энергетического и пространственного соответствия перекрывающихся орбиталей (см. рис. 75). Поэтому растворимость веществ в металлах зависит не только от числа валентных электронов, но и от их типа (s, p,

Таким же путем можно показать, что объемноцентрированную решетку имеют соединения состава AgZn, AgMg, Cu_3Al, Cu_5Sn, а гексагональную решетку — Ag_5Al_3, $Ag_{13}Sb_3$, Cd_3Li, Cu_3Si.

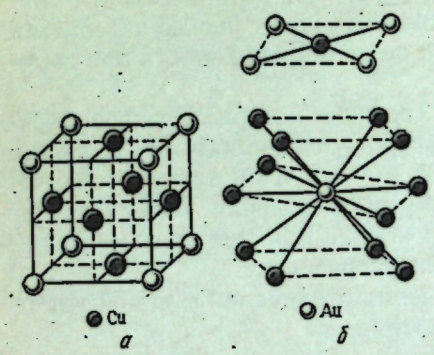


Рис. 132 Кристаллическая решетка Cu_3Au (*а*) и взаимная координация атомов в кристалле (*б*)

Однако для большинства интерметаллических соединений, в особенности для *d*-элементов, закономерности более сложны и теоретически предсказать изложенным способом их состав и структуру пока невозможно.

Сведения о составе и структуре интерметаллидов обычно получают экспериментально. На рис. 132, *а* показана кристаллическая решетка Cu_3Au. Атомы золота занимают вершины куба, а атомы меди располагаются в центре граней. Следовательно, каждый атом золота находится в координации с 12 атомами меди, а каждый атом меди — с 4 атомами золота (рис. 132, *б*), что отвечает средней формуле Cu_3Au.

Глава 4
ТРЕХЭЛЕМЕНТНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

§ 1. Производные анионных комплексов

Как мы видели, при взаимодействии резко различных по химической природе бинарных соединений образуются новые химические соединения, среди которых наиболее просты по составу трехэлементные соединения:

$$NaF + BF_3 = Na[BF_4]$$

$$\underset{\text{основный}}{Na_2O} + \underset{\text{кислотный}}{CO_2} = Na_2[CO_3]$$

По типу химической связи между их внутренней и внешней сферами эти соединения могут быть ионными, ионно-ковалентными и ковалентными. Если анионный комплекс достаточно устойчив, то рассматриваемые соединения по основно-кислотным свойствам подобны бинарным. Так, производные щелочных и щелочноземельных металлов являются основными, а производные неметаллических элементов — кислотными. Сказанное подтверждается их сольволизом и реакциями взаимодействия производных анионных комплексов различной основно-кислотной природы, например:

$$\underset{\text{основный}}{RbNO_3} + \underset{\text{кислотный}}{INO_3} = Rb[I(NO_3)_2]$$

$$\underset{\text{основный}}{RbNO_3} + HOH = \text{гидролиз практически не идет}$$

$$\underset{\text{кислотный}}{INO_3} + HOH = HIO + HNO_3$$

На устойчивость производных анионных комплексов большое влияние оказывает природа атомов внешней сферы. Последние в большей или меньшей степени вызывают контрполяризацию (ослабление внутренних связей) анионного комплекса. При этом чем выше у атома склонность к образованию ковалентной связи (выше ЭО), тем его контрполяризующее действие, как правило, сильнее. В этом нетрудно убедиться, сопоставив температуры и величины ΔG^0_{293} распада соответствующих соединений, например распада оксокарбонатов *s*-элементов II группы:

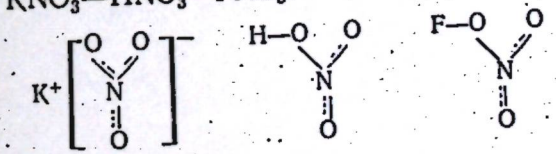
$$ЭCO_3\ (т) = ЭO\ (т) + CO_2\ (г)$$

	Ba	Sr	Ca	Mg	Be
Электроотрицательность Э	0,89	0,95	1,00	1,31	1,57
Карбонат	$BaCO_3$	$SrCO_3$	$CaCO_3$	$MgCO_3$	$BeCO_3$
Температура распада карбоната, °C	1350	1200	900	300	100
ΔG^0_{298} распада карбоната, кДж/моль	217	183	130	66	—21

При нагревании $MgCO_3$ (ΔG = 66 кДж/моль) распадается на MgO и CO_2 уже при 300°C, тогда как распад $BaCO_3$ (ΔG = 217 кДж/моль) на BaO и CO_2 становится заметным лишь при 1350°C.

Влияние природы атомов внешней сферы на устойчивость соединений можно показать также на примере взаимодействия $AlCl_3$ с MCl. Как показывают диаграммы плавкости (рис. 133), в ряду NaCl — $AlCl_3$, KCl — $AlCl_3$, RbCl — $AlCl_3$, CsCl — $AlCl_3$ устойчивость соединений $M[AlCl_4]$ повышается. Это соответствует уменьшению контрполяризующего действия в ряду Na^+—K^+—Rb^+—Cs^+, т. е. усилению тенденции к образованию ионной связи.

Таким же образом можно объяснить уменьшение термической устойчивости по мере увеличения электроотрицательности атома внешней сферы в ряду KNO_3—HNO_3—FNO_3:



В KNO_3 ионы K^+ и NO_3^- изолированы друг от друга. В ковалентных HNO_3 и FNO_3 за счет образования связи H—O и F—O в ионе NO_3^- нарушается прежнее распределение электронной плотности (π-

связывание), что приводит к снижению его устойчивости. Так, если ионное соединение KNO_3 разлагается лишь выше 400°C, то ковалентное HNO_3 начинает заметно разлагаться уже при обычной температуре и освещении, а FNO_3 существует лишь при температурах ниже —5°C.

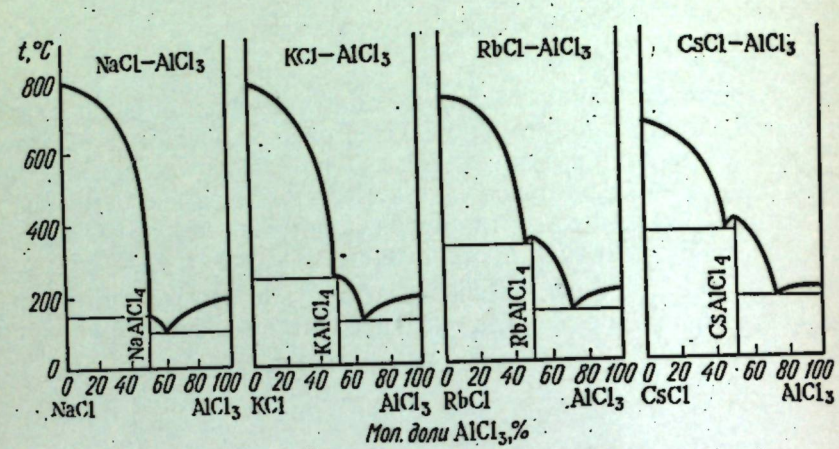


Рис. 133. Диаграммы состояния систем MCl—$AlCl_3$

Вследствие контрполяризующего действия внешней сферы катионные производные неметаллических элементов и сложных анионов весьма неустойчивы и известны для относительно слабо электроотрицательных элементов при низких степенях окисления: $\overset{+1}{I}$, $\overset{+3}{I}$, $\overset{+2}{Te}$, $\overset{+3}{Sb}$.

Подобным же образом объясняется хорошо известный факт меньшей устойчивости кислот со сложными кислотными остатками по сравнению с их солями. Можно напомнить, что, например, соли Na_2CO_3, K_2SO_3, $KClO_3$, KBF_4 вполне устойчивы, тогда как однотипные соединения водорода H_2CO_3, H_2SO_3, $HClO_3$, HBF_4 вследствие их неустойчивости в свободном состоянии не получены.

§ 2. Смешанные соединения, твердые растворы, эвтектика

В зависимости от природы исходных соединений при их взаимодействии друг с другом возможны следующие случаи. Взаимодействие резко различных по химической природе соединений приводит к образованию новых химических соединений. Примеры такого взаимодействия были рассмотрены выше (с. 250).

По мере уменьшения различий в химической природе взаимодействующих соединений возможности образования комплексных анионов уменьшаются, поэтому возникают уже либо *смешанные соединения*, *твердые растворы*, либо *эвтектики*.

Смешанные соединения получаются при взаимодействии соединений элементов, в равной мере склонных к комплексообразованию, например:

$$CuS + FeS = CuFeS_2 \text{ (халькопирит)}$$

$$MgO + Al_2O_3 = \underset{\text{смешанное соединение}}{MgAl_2O_4} \text{ (шпинель)}$$

Смешанные соединения — это полимеры, в которых атомы обоих электроположительных элементов играют роль комплексообразователей, т. е. с химической точки зрения равноценны. Так, если кристалл KBF_4 имеет островную структуру и в нем можно выделить ионы K^+ и BF_4^-, то смешанное соединение $CuFeS_2$ (*халькопирит*) — координационный полимер. В его кристаллической решетке атомы Cu и Fe находятся в состоянии sp^3-гибридизации и заключены в тетраэдры из атомов серы — структурные единицы (комплексы) CuS_4 и FeS_4 (рис. 134), т. е. халькопирит $CuFeS_2$ — смешанный сульфид меди (II) и железа (II).

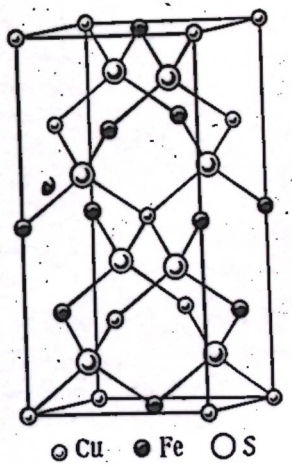


Рис. 134. Кристаллическая решетка халькопирита $CuFeS_2$

Шпинель $MgAl_2O_4$ — смешанный оксид магния (II) и алюминия (III), также координационный полимер, кристаллы которого образованы тетраэдрическими MgO_4 и октаэдрическими AlO_6 структурными единицами. Аналогичны по структуре соединения состава $\overset{+2}{M}\overset{+3}{M}_2O_4$, где $\overset{+2}{M}$ = Mg, Mn, Fe, Co, Ni; $\overset{+3}{M}$ = Al, Cr.

Кроме структуры типа халькопирита и шпинели для смешанных соединений (смешанных оксидов, сульфидов, галидов, нитридов и др.) весьма характерны структурные типы *ильменита*, *перовскита* и пр. (см. с. 110).

Если электроположительные элементы взаимодействующих соединений способны образовывать близкие по строению, размеру и устойчивости структурные единицы (комплексы), то получаются твердые растворы замещения:

$$KNO_3 + RbNO_3 = \underset{\text{твердый раствор}}{KNO_3—RbNO_3}; \qquad MnCl_2 + FeCl_2 = \underset{\text{твердый раствор}}{MnCl_2—FeCl_2}$$

Соединения элементов, близких по химическим свойствам, но различающихся строением и размерами атомов (ионов), химически не взаимодействуют, а дают механическую смесь кристаллов — эвтектику. Например, эвтектическая смесь образуется при совместной кристаллизации KCl (r_{K^+} = 0,133 нм) и LiCl (r_{Li^+} = 0,068 нм):

$$LiCl + KCl = \underset{\text{эвтектика}}{LiCl + KCl}$$

Влияние природы взаимодействующих соединений на характер образующихся продуктов можно проиллюстрировать диаграммами состояния соответствующих систем (рис. 135). Так, в системе химически

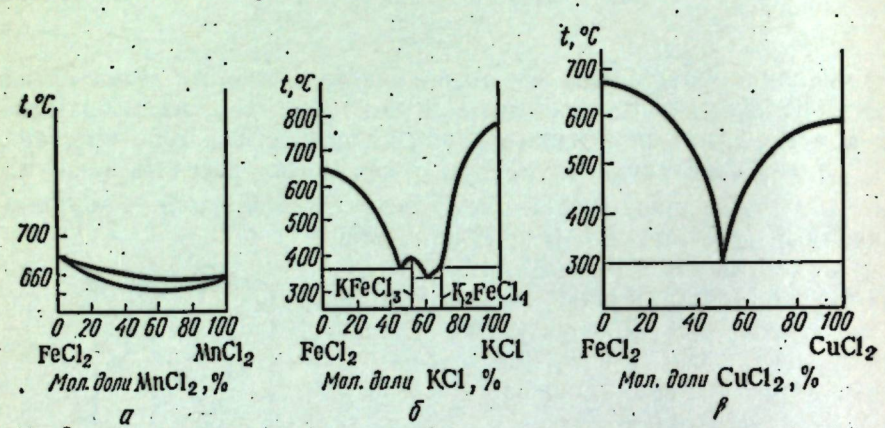


Рис. 135. Диаграмма плавкости системы:
а — твердый раствор, *б* — с химическим соединением, *в* — с эвтектикой

близких и одинаковых по структуре соединений соседних элементов периодической системы $MnCl_2$ — $FeCl_2$ образуется твердый раствор, тогда как в системе соединений, довольно близких по химической природе, но существенно различных по структуре $FeCl_2$ — $CuCl_2$($FeCl_2$ — слоистая структура, $CuCl_2$ — цепная структура), возникает эвтектика. И наконец, в системе резко различных по химической природе соединений KCl — $FeCl_2$ возникают новые химические соединения.

Глава 5
НЕСТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

§ 1. Соединения переменного состава

Наряду с соединениями, для которых справедливы законы постоянства состава и кратных отношений, существуют *соединения переменного состава* — многие твердые оксиды, сульфиды, нитриды, карбиды и пр.

Теория соединений переменного состава сформировалась на основе представлений о строении реального кристалла. Для идеального кристалла принято считать, что атомы (ионы) занимают в с е узлы кристаллической решетки и что в н е этой системы точек а т о м о в (ионов) и е т. Как известно, экспериментально наблюдаемые свойства твердых веществ не всегда согласуются с этим представлением. В реальных

кристаллах, например, бинарного соединения AB могут быть незаняты узлы решетки, отвечающие атому (иону) A или B; кроме того, в междоузлиях решетки могут располагаться избыточные атомы (ионы) A или B. Например, кристаллическая решетка карбида титана TiC сохраняется, если в ней недостает даже 40% атомов углерода. Поэтому состав карбида титана может изменяться от $TiC_{0,6}$ до TiC и зависит от условий синтеза.

Сульфид свинца (II), формулу которого обычно записывают PbS, в действительности имеет состав от $Pb_{0,9995}S$ до $PbS_{0,9995}$; состав оксида титана (II) TiO изменяется от $Ti_{0,7}O$ до $TiO_{1,3}$; оксид титана (IV) TiO_2 имеет состав от $TiO_{1,9}$ до TiO_2 и т. д.

Таким образом, в отличие от соединений постоянного состава, характеризующихся целочисленными стехиометрическими коэффициентами, у соединений переменного состава стехиометрические коэффициенты имеют дробное значение.

Составы, укладывающиеся внутри граничных значений нарушения стехиометрического состава, называются областью *гомогенности* данного соединения. Так, область гомогенности оксида титана (II) весьма широкая, а сульфида свинца (II) — весьма узкая.

Процесс образования дефектов кристаллической решетки, конечно, эндотермический, но, как и всякое разупорядочение, сопровождается возрастанием энтропии. Поэтому в согласии с $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ при любой температуре, отличной от абсолютного нуля, в реальном кристалле должны существовать дефектные позиции или вакансии. В области гомогенности свойства соединений переменного состава (энтальпия и энергия Гиббса образования, энтропия, электрическая проводимость и пр.) изменяются непрерывно. Например, для нитрида циркония энтальпия и энергия Гиббса образования имеют следующие значения (кДж/моль):

	$ZrN_{0,56}$	$ZrN_{0,69}$	$ZrN_{0,74}$	$ZrN_{0,89}$	$ZrN_{1,0}$
ΔH_f^0	—235	—287	—302	—344	—365
ΔG_f^0	—220	—268	—281	—319	—336

Соединения переменного состава, по предложению Н. С. Курнакова, называют *бертоллидами*, соединения постоянного состава — *дальтонидами**. В принципе любое твердое соединение, кроме веществ с молекулярной решеткой (H_2O, CO_2, CCl_4, H_3N), является соединением переменного состава. В зависимости от условий даже NaCl может обнаружить отклонение от стехиометрического состава. Так, при нагревании хлорида натрия атомы последнего внедряются в решетку NaCl, что приводит к появлению яркой синей окраски кристалла.

* В честь Дальтона, широко применявшего молекулярно-атомную теорию к химическим явлениям, и Бертолле, впервые высказавшего предположение о существовании соединений, не подчиняющихся законам постоянства состава и кратных отношений.

Отнесение того или иного вещества к соединениям постоянного или переменного состава зависит от чувствительности методов его исследования. Часто отклонения от стехиометрического состава так невелики, что при химическом анализе их установить не удается. Однако исследование свойств веществ, например электрической проводимости, окраски, магнитных и других свойств, вынуждает признать наличие переменного состава. Наиболее широко распространены соединения переменного состава *d*-элементов.

§ 2. Соединения включения

Своеобразными упорядоченными твердыми растворами внедрения типа соль — лед являются некоторые кристаллогидраты с большим числом молекул воды, например $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Такие кристаллогидраты называют *тектогидратами*. Они имеют структуру льда, которая стабилизируется за счет стягивающего действия электростатически взаимодействующих ионов противоположного знака. Вследствие этого температура плавления тектогидратов намного превышает точку плавления льда.

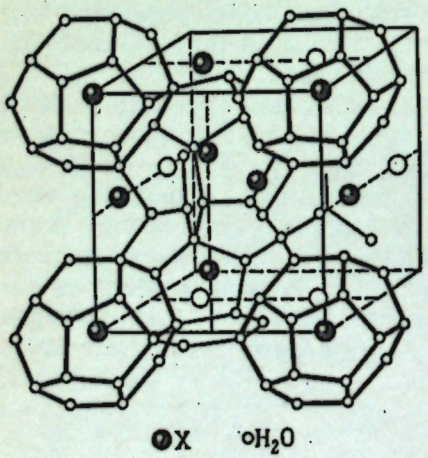


Рис. 136. Строение клатрата состава $X \cdot 5{,}75\ H_2O$

К тектогидратам приближаются так называемые *соединения включения*, т. е. системы, образовавшиеся в результате обратимого внедрения молекул одного вещества («гостя») в свободные полости кристалла другого вещества («хозяина»). В соединениях включения межмолекулярное взаимодействие молекул «гостя» с составными частями кристалла играет второстепенную роль.

Соединения включения называют также *клатратными* или просто *клатратами*. К клатратам, например, относятся так называемые *гидраты газов*, которые образуются за счет включения в междоузельные пространства кристалла льда молекул Cl_2, CH_4, H_2S, Ar, Xe, SO_2 или др. В одной из модификаций льда на 46 молекул воды приходится 8 свободных полостей; отсюда средний состав таких кристаллогидратов клатратного типа $X \cdot 5{,}75\ H_2O$, или округленно $X \cdot 6H_2O$ (X — молекула «гостя»). Строение газового гидрата этого состава показано на рис. 136. Встречаются также гидраты газов состава $X \cdot 7{,}75H_2O$ ($X \cdot 8H_2O$).

Газовые гидраты — твердые кристаллические вещества, напоминающие по внешнему виду снег или рыхлый лед. Первым был получен

гидрат хлора $Cl_2 \cdot 6H_2O$ (Дэви, 1811) при охлаждении насыщенного хлором водного раствора до 9°С.

В последнее время соединения включения широко изучаются. В частности, большой теоретический и практический интерес представляют газовые клатраты. Ряд процессов нефтедобывающей, газовой и нефтехимической промышленности сопровождается образованием углеводородных гидратов, забивающих трубопроводы и аппаратуру. Для предотвращения этого необходимо знать условия образования гидратов (температуру, давление и другие параметры) при различных составах газовой фазы.

Образование и затем разрушение газовых клатратов используются, например, для разделения газов (углеводородов, благородных газов), соединений-изомеров, для опреснения морской воды. Клатраты используются как удобная форма хранения газов — 1 объем клатрата может содержать до 200 объемов газа.

Опреснение морской воды основано на высокой стабильности углеводородных газовых клатратов. Нагнетанием газа в соленую воду (при температуре 1,1—24°С и давлении 0,4—7 МПа) получают твердые углеводородные клатраты. Например, кристаллогидраты пропана образуются при 1,7°С и 0,4 МПа. Затем кристаллы клатратов выделяют, промывают и разлагают при температуре 7,2°С и давлении 0,5 МПа. При этом получается опресненная вода; высвободившийся пропан снова используется для образования клатрата. Процесс опреснения морской воды этим методом высоко экономичен.

Клатраты в природе часто выполняют роль естественного хранилища газов. Так, советскими учеными (А. А. Трофимук и др.) в районах вечной мерзлоты обнаружены на значительной глубине в недрах земли твердые газовые гидраты метана — важный источник ценного сырья.

Раздел II

ХИМИЯ *s*- И *p*-ЭЛЕМЕНТОВ

s- и *p*-Элементы — это элементы главных подгрупп периодической системы Д. И. Менделеева. Каждый период системы начинается двумя *s*-элементами, а шесть его последних элементов (кроме I-го периода) — это *p*-элементы.

Глава 1

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ

У *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны и орбитали внешнего слоя атома. Число внешних электронов равно номеру группы, в которой находится элемент (кроме H и He):

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Электронная конфигурация валентного слоя атома	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6

Характер изменения в периоде и группах атомных радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону атомов был показан на рис. 17, 12 и 14. Как видно из этих рисунков, орбитальные радиусы атомов с увеличением порядкового номера элемента в периоде уменьшаются, а энергия ионизации в общем возрастает.

В подгруппах же элементов с возрастанием порядкового номера элемента (увеличение числа электронных слоев) размеры атомов в общем увеличиваются, а энергия ионизации уменьшается. Характер изменения сродства к электрону (см. рис. 14) в периодах и подгруппах *s*- и *p*-элементов противоположен. Из рис. 15 следует, что электроотрицательность элементов при переходе в периоде от I к VII группе увеличивается, а в подгруппах сверху вниз уменьшается. Таковы общие тенденции изменения рассматриваемых констант. Как уже указывалось, в характере изменения свойств элементов по периоду проявляется *внутренняя* периодичность, а по подгруппе — *вторичная* периодичность (см. рис. 18).

§ 1. Степени окисления *s*- и *p*-элементов

О немонотонном характере изменения свойств в главных подгруппах свидетельствует, например, характер изменения энергетического различия внешних *s*- и *p*-орбиталей (табл. 28), степеней окисления (табл. 29) и координационных чисел (табл. 30) *s*- и *p*-элементов в зависимости от их порядкового номера.

Таблица 28

Энергетическое различие (эВ) внешних *s*- и *p*-орбиталей атомов элементов главных подгрупп

2-й период	Li 1,9	Be 2,8	B 4,6	C 5,3	N 6,0	O 14,9	F 20,4	Ne 26,8
3-й период	Na 2,1	Mg 2,7	Al 4,5	Si 5,2	P 5,6	S 9,8	Cl 11,6	Ar 13,5
4-й период	K —	Ca —	Ga 5,9	Ge 6,7	As 6,8	Se 10,4	Br 12,0	Kr 13,2
5-й период			In 5,2	Sn 5,8	Sb 6,6	Te 8,8	I 10,1	Xe —
6-й период			Tl (7)	Pb (9)	Bi (10)	Po (12)	At (16)	Rn —

Таблица 29

Степени окисления *s*- и *p*-элементов

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Валентные электроны	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Степени окисления	1	2	3	4, 2 —4	5,3 —3	2 —2	— —1	— —
Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Степени окисления	1	2	3	4,2 —4	5,3 —3	6,4 —2	1, 3, 5, 7 —1	— —
Элемент	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Степени окисления	1	2	3	4,2 —4	5,3 —3	6,4 —2	1, 3, 5, 7 —1	2,4 —
Элемент	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Степени окисления	1	2	3	4,2 —4	5,3 —3	6,4 —2	1, 3, 5, 7 —1	2, 4, 6, 8 —
Элемент	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Степени окисления	1	2	1,3	2,4 —4	3,5 —3	4,6 —2	5,7 —1	(2,4,6,8) —

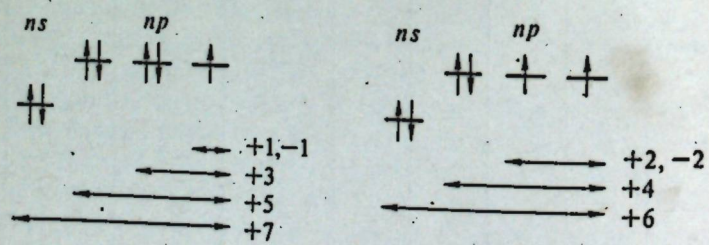
Таблица 30

Фторо-и оксокомплексы некоторых элементов

Периоды	Группы II	III	IV	V	VI	VII	VIII	Число электронных пар центрального атома	Координационное число центрального атома
2	BeF_4^{2-}	BF_4^-	CF_4^0	NF_4^+				4	4
3		AlF_6^{3-}	SiF_6^{2-}	PF_6^-	SF_6^0	ClF_6^+		6	6
4		GaF_6^{3-}	GeF_6^{2-}	AsF_6^-	SeF_6^0			6	6
2		BO_3^{3-}	CO_3^{2-}	NO_3^-				3	3
3			SiO_4^{4-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	ClO_4^-		4	4
			GeO_4^{4-}	AsO_4^{3-}	SeO_4^{2-}	BrO_4^-		4	4
5			SnO_6^{8-}	SbO_6^{7-}	TeO_6^{6-}	IO_6^{5-}	XeO_6^{4-}	6	6

У атомов *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны внешнего слоя. При участии в образовании связей всех валентных электронов элемент проявляет высшую степень окисления, которая численно равна номеру группы периодической системы, в которой он находится. В характере значений степеней окисления у *s*- и *p*-элементов проявляется «правило четности». Энергетически относительно более стабильны соединения, в которых элементы нечетных групп проявляют нечетные степени окисления, а элементы четных групп — четные степени окисления.

Иными словами, для элементов нечетных групп периодической системы характерны нечетные, а для элементов четных групп — четные степени окисления (табл. 29), например:



При переходе от I к VIII группе высшая степень окисления элементов главных подгрупп становится все менее устойчивой. Это можно объяснить увеличением при переходе от I к VIII группе энергетического различия между *s*- и *p*-орбиталями внешнего слоя атома, а следовательно, уменьшением возможности участия в образовании химической связи ns^2-электронов. Так, резкое увеличение энергетического различия между 3*s*- и 3*p*-орбиталями в ряду Si (5,2 эВ) — P (5,6 эВ) — S (9,8 эВ) — Cl (11,6 эВ) приводит к резкому уменьшению устойчивости образуемых ими оксоионов:

$$SiO_4^{4-} \quad PO_4^{3-} \quad SO_4^{2-} \quad ClO_4^-$$

В характере изменения энергетического различия *ns*- и *np*-орбиталей в подгруппе проявляется явно выраженная вторичная периодичность. Как видно из табл. 28, энергетическая разность между *ns*- и *np*-уровнями для элементов 4-го периода выше, чем для элементов 3-го и 5-го периодов. Следовательно, соединения, отвечающие высшей степени окисления у 3*p*- и 5*p*-элементов, должны быть устойчивее, чем у 4*p*-элементов. Сказанное объясняет экспериментально установленные ряды устойчивости типа

$$PCl_5 > AsCl_5 < SbCl_5; \quad SCl_6 > SeCl_6 < TeCl_6; \quad ClO_4^- > BrO_4^- < IO_4^-$$

Особенно велико различие между энергиями 6*s*- и 6*p*-орбиталей. Этим объясняется тот факт, что для *p*-элементов 6-го периода высшая степень окисления неустойчива. Поскольку $6s^2$-электроны *p*-элементов 6-го периода принимают участие в химической связи с большим трудом, этот эффект получил название «эффект инертной 6*s*-пары».

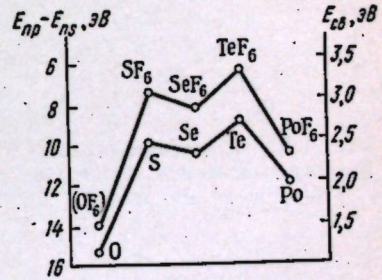


Рис. 137. Энергетическое различие *ns*- и *np*-уровней атомов *p*-элементов VI группы и средняя энергия связей в молекулах их гексафторидов

Характер изменения различия в энергиях *ns*- и *np*-орбиталей элементов данной подгруппы и влияние этого фактора на свойства однотипных соединений элементов показаны на рис. 137. Как видно на рис. 137, средняя энергия связей в гексафторидах *p*-элементов VI группы с увеличением порядкового номера элемента изменяется в той же последовательности, что и энергетическое различие *ns*- и *np*-орбиталей.

§ 2. Координационные числа *s*- и *p*-элементов

Валентными у *s*- и *p*-элементов являются орбитали внешнего энергетического уровня, т. е. одна *ns*- и три *np*-орбитали. У элементов 3-го и последующего периодов, правда, имеются вакантные *nd*-орбитали. Однако, как показывают расчеты, эти орбитали энергетически лежат столь высоко, что возможность их участия в образовании связи весьма незначительна.

Рассмотрим энергетическую диаграмму октаэдрической молекулы гексафторида серы SF_6 (рис. 138). Она показывает, что связи в этой молекуле образуются за счет одной 3*s*- и трех 3*p*-орбиталей атома серы и шести 2*p*-орбиталей шести атомов фтора. По энергетическим усло-

виям 3*d*-орбитали атома серы в образовании молекулярных орбиталей участия практически не принимают*. Двенадцать валентных электронов молекулы SF_6 располагаются на четырех связывающих и двух несвязывающих орбиталях:

$$(\sigma_s^{св})^2\ (\sigma_p^{св})^6\ (\sigma)^4$$

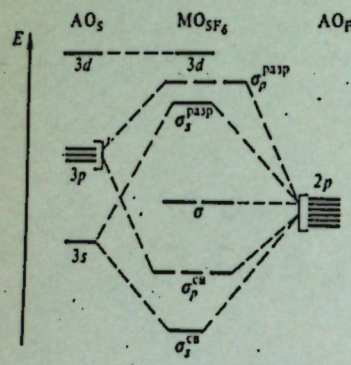
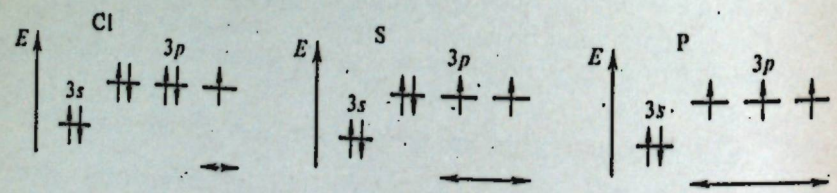


Рис. 138. Энергетическая диаграмма орбиталей октаэдрической молекулы SF_6

Для объяснения строения и свойств соединений *p*-элементов в настоящее время широко применяются представления о двух- и трехцентровых орбиталях. Двухцентровая двухэлектронная связь образуется за счет непарных электронов орбитали центрального атома (A) и орбитали лиганда (L). Напомним, что согласно теории МО это отвечает образованию двухцентровых связывающей $\Psi_+ \cong \psi_A + \psi_L$ и разрыхляющей $\Psi_- \cong \psi_A - \psi_L$ молекулярных орбиталей. При этом пара электронов занимает связывающую орбиталь, а разрыхляющая орбиталь вакантна (рис. 139. *а*). Так объясняется, например, образование связей в молекулах

ClF Cl—F $\quad$ SF_2 S—F (F) $\quad$ PF_3 P (F F F)

за счет участия одного электрона хлора, двух электронов серы и трех электронов фосфора:



Трехцентровая четырехэлектронная связь возникает за счет электронной пары центрального атома и двух непарных электронов двух лигандов, расположенных по одной линии. Согласно теории МО это отвечает образованию трех молекулярных орбиталей. Одна из этих

* О построении молекулярных орбиталей октаэдрических молекул см. рис. 212 и 214.

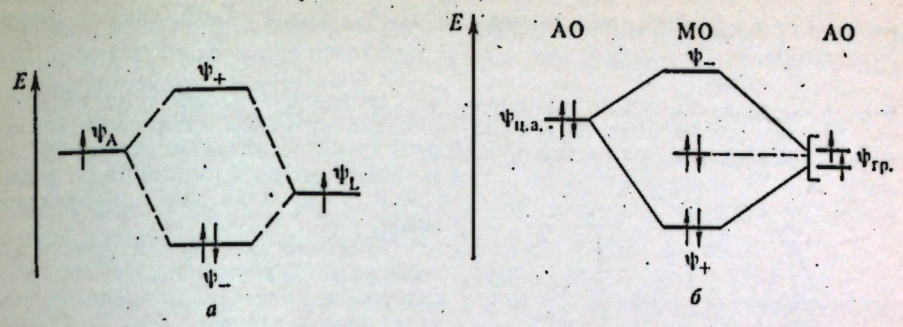


Рис. 139. Диаграмма молекулярных орбиталей для двухцентрового двухэлектронного (*а*) и трехцентрового четырехэлектронного взаимодействия (*б*)

орбиталей трехцентровая связывающая:

$$\Psi_+ \cong \psi_{ц.а} + \psi_{гр},$$

другая — двухцентровая несвязывающая:

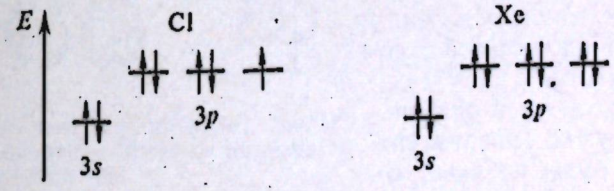
$$\Psi \cong \psi_{гр}$$

и третья — трехцентровая разрыхляющая:

$$\Psi_- \cong \psi_{ц.а} - \psi_{гр}.$$

Четыре электрона такой связи распределяются на связывающей и несвязывающей орбиталях (рис. 139, *б*). Этим обеспечивается устойчивость трехцентровой четырехэлектронной связи.

Трехцентровая четырехэлектронная связь получила название *гипервалентной*. Представление о гипервалентной связи используют для объяснения строения и образования соединений, в которых координационное число *p*-элемента (V—VIII группы) больше числа его непарных электронов; например, у хлора и ксенона есть соединения ClF_3 и ClF_5; XeF_2, XeF_4 и XeF_6, тогда как у хлора всего лишь один непарный электрон, а у ксенона непарных электронов вообще нет:



Рассмотрим молекулу трифторида хлора. Согласно изложенным выше представлениям одна из связей в молекуле двухцентровая двухэлектронная (как и в ClF), а другая трехцентровая четырехэлектронная. Для образования последней атом хлора предоставляет одну из 3*p*-электронных пар. Поскольку *p*-орбитали расположены в атоме вза-

имно перпендикулярно, молекула ClF_3 имеет Т-образную форму (рис. 140).

В результате взаимного отталкивания электронов валентный угол FClF несколько меньше 90°. Расстояние ClF при двухцентровом взаимодействии короче (0,160 нм), чем при трехцентровом (0,170 нм): Понятно, что связи ClF при двухцентровом взаимодействии прочнее (250,9 кДж/моль), чем при трехцентровом (173,7 кДж/моль).

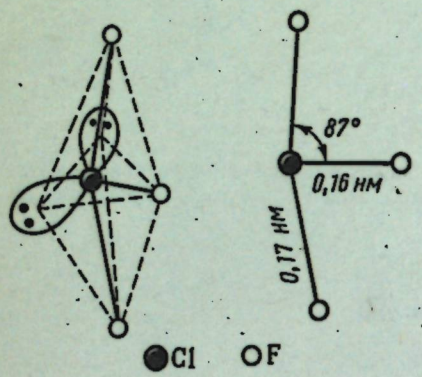


Рис. 140. Строение молекулы ClF_3

Пространственная конфигурация молекулы ClF_3 находится в полном согласии с моделью локализованных электронных пар (см. табл. 7). В молекуле ClF_3 три электронные пары участвуют в связи (одна пара за счет двухцентрового взаимодействия, две пары—за счет трехцентрового взаимодействия) и две пары остаются неподеленными при атоме хлора. Взаимное отталкивание пяти электронных пар отвечает расположению их в вершинах тригональной бипирамиды (см. рис. 51).

Рассуждая аналогично, можно показать, что молекула ClF_5 образована за счет ковалентной и двух гипервалентных связей. Форма молекулы — квадратная пирамида (см. рис. 51).

Четырехэлектронные трехцентровые связи менее прочны, чем двухэлектронные двухцентровые, — сказывается взаимное отталкивание электронных пар.

Образование гипервалентной связи отвечает перетеканию электронной плотности от центрального атома (донор) на лиганды (акцептор) (см. рис. 139, *б*). Поэтому в роли лигандов эффективнее всего выступают наиболее электроотрицательные атомы (фтор, кислород), этим же объясняется стабилизация высших степеней окисления элементов в их фторо- и оксосоединениях.

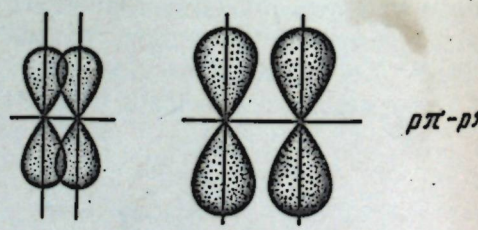


Рис. 141. Влияние межъядерного расстояния на степень перекрывания $p\pi$—$p\pi$-типа

Очевидно, что в однотипных молекулах гипервалентная связь будет прочнее, если центральный атом (донор) имеет меньший потенциал ионизации. Отсюда ясно, почему, например, для серы известен тетрафторид SF_4 и даже гексафторид SF_6, тогда как для кислорода подобные соединения не известны. Энергия ионизации атома кислорода столь велика (13,6 эВ), что даже фтор оказывается неэффективным как лиганд при построении гипервалентной связи. Так же можно объяснить отсутствие у азота пентафторида, тогда как для фосфора соединение PF_5 вполне устойчиво.

Следует отметить еще одну характерную особенность элементов 2-го периода: для них характерно образование $p\pi$ — $p\pi$-связей. Для элементов 3-го и последующих периодов этот тип перекрывания орбиталей не характерен. Объясняется это тем, что с увеличением размеров атомов возможность перекрывания гантелевидных *p*-орбиталей боковыми их частями резко уменьшается (рис. 141).

Для *s*-элементов I и II группы (энергия ионизации атомов мала) в основном характерны ионные соединения. Координационные числа их ионов имеют большое значение (6, 8) и определяются соотношением размеров ионов ионного кристалла (см. рис. 57).

Глава 2

s- и *p*-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

К элементам главной подгруппы VII группы относятся водород H, фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At:

H	$1s^1$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Cl	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Br	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
I	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
At	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$

По электронной конфигурации, а следовательно и по свойствам водород занимает в главной подгруппе VII группы особое положение (см. ниже). Согласно электронной конфигурации атомов (одинаковая структура внешнего и предвнешнего электронных слоев) бром, иод и астат объединяют в подгруппу брома; фтор и хлор относят к типическим элементам. Основные константы *s*- и *p*-элементов VII группы приведены ниже:

	$_1$H	$_9$F	$_{17}$Cl	$_{35}$Br	$_{53}$I	$_{85}$At
Валентные электроны	$1s^1$	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Атомная масса	1,008	18,988	35,453	79,909	126,904	[210]
Ковалентный радиус атома, нм	—	0,071	0,099	0,114	0,133	—
Радиус иона $Э^-$, нм	0,136	0,133	0,181	0,195	0,220	0,23
Условный радиус иона $Э^{7+}$, нм	—	—	0,026	0,039	0,050	0,062
Сродство к электрону, эВ	0,75	3,6	3,8	3,54	3,29	—
Энергия ионизации $Э \rightarrow Э^+$, эВ	13,6	17,42	12,97	11,81	10,45	9,2
Содержание в земной коре, мол. доли, %	3,0	$2{,}8 \cdot 10^{-2}$	$2{,}6 \cdot 10^{-2}$	$8{,}5 \cdot 10^{-5}$	$4 \cdot 10^{-7}$	Следы

Как видно из этих данных, в ряду F — Cl — Br — I — At радиус атомов увеличивается, а энергия ионизации уменьшается. Это свидетельствует об ослаблении признаков неметаллического элемента: фтор — наиболее ярко выраженный элемент-неметалл, а астат проявляет уже некоторые признаки элемента-металла.

§ 1. Водород

Атом водорода по сравнению с атомами других элементов наиболее простой по структуре: $1s^1$. Но это, конечно, не означает, что его химия наиболее проста. Наоборот, она во многом отличается от химии других элементов. Основная особенность атома водорода заключается в том, что в отличие от всех других элементов (кроме гелия) его валентный электрон находится непосредственно в сфере действия атомного ядра — у него нет промежуточного электронного слоя. Положительный ион водорода H^+ представляет собой элементарную частицу — протон.

Особенность строения электронной оболочки атома водорода (как и гелия) не позволяет однозначно решить, в какой группе периодической системы он должен находиться. Действительно, если исходить из числа валентных электронов его атома, то водород должен находиться в I группе, что подтверждается также сходством спектров щелочных металлов и водорода. Со щелочными металлами сближает водород и его способность давать в растворах гидратированный положительно однозарядный ион H^+ (р). Однако в состоянии свободного иона H^+ (г) — протона — он не имеет ничего общего с ионами щелочных металлов. Кроме того, энергия ионизации атома водорода намного больше энергии ионизации атомов щелочных металлов.

Если же исходить из того, что для завершения внешнего электронного слоя атому водорода не хватает одного электрона, то водород следует поместить в VII группе. Кроме того, как и атомы галогенов, атомы водорода характеризуются высокими значениями энергии ионизации. Многие ученые помещают водород в VII группу периодической системы. Вместе с тем водород—элемент особый, и размещение его в той или иной группе таблицы в значительной мере условно.

Энергия ионизации атома водорода (13,6 эВ, 1312 кДж/моль) столь велика, что соединения водорода (I) даже с такими сильными окислителями, как фтор и кислород, не могут быть ионными. Если же допустить образование в соединениях ионов H^+, их исключительно высокое поляризующее действие все равно привело бы к образованию ковалентной связи. По этим же причинам ионы H^+ не могут существовать в свободном состоянии при обычных химических явлениях. Специфика строения атома водорода обусловливает особый, присущий только соединениям водорода (I) вид химической связи — *водородную связь*.

Процесс образования отрицательного иона H^- из атома экзотермический (сродство к электрону 0,75 эВ), поэтому для водорода в степени окисления —1 возможны ионные соединения.

Таким образом, водород — неметаллический элемент. В соединениях он может иметь степени окисления —1 и +1. Для него, как и для галогенов, характерны ионные соединения, в которых он выступает в качестве простого аниона H^-. При положительной степени окисления водород образует только ковалентные соединения и может играть роль комплексообразователя в анионных комплексах.

Водород широко распространен в природе. Содержание его в земной коре (атмосфера, литосфера и гидросфера) составляет 3,0 мол. доли, %. Он входит в состав воды, глин, каменного и бурого угля, нефти и т. д., а также во все животные и растительные организмы. В свободном состоянии водород встречается крайне редко (в вулканических и других природных газах). Водород — самый распространенный элемент космоса: он составляет до половины массы Солнца и большинства звезд. Гигантские планеты солнечной системы Юпитер и Сатурн в основном состоят из водорода. Он присутствует в атмосфере ряда планет, в кометах, газовых туманностях и межзвездном газе.

Водород имеет три изотопа с массовыми числами соответственно 1, 2 и 3:

^1H	^2D (^2H)	^3T (^3H)
p (e)	(p + n) e	(p + 2n) e
протий	дейтерий	тритий

Протий и дейтерий — стабильные изотопы. Нормальный изотопный состав природных соединений водорода соответствует отношению D : H = 1 : 6800 (по числу атомов). Тритий — бета-радиоактивен, период полураспада $T_{1/2}$ = 12,26 года:

$$^3_1T = {}^3_2He + \beta^-$$

Полагают, что эта реакция — главный источник изотопа ^3_2He, найденного в атмосфере. Содержание трития в атмосферном водороде составляет $4 \cdot 10^{-15}$ мол. доли, %, и в атмосферных осадках $\sim 3 \cdot 10^{-18}$ мол. доли, %. Очевидно, он образуется в результате ядерных реакций, вызванных действием космических лучей. Тритий можно искусственно получить по реакции $^6Li\ (n, \alpha)^3T$.

Простые вещества. Имея один электрон, водород образует лишь двухатомные молекулы с электронной конфигурацией невозбужденного состояния $[\sigma_s^{св}]^2$. При этом возможны молекулы легкого водорода — протия H_2, тяжелого водорода — дейтерия D_2, трития T_2, протодейтерия HD, прототрития HT, дейтеротрития DT.

Молекулы водорода отличаются большой прочностью и малой поляризуемостью, незначительными размерами и малой массой, а следовательно, и большой подвижностью. Поэтому у водорода очень низкие температуры плавления (—259,1°С) и кипения (—252,6°С); он уступает в этом отношении лишь гелию. По тем же причинам он очень незначительно растворяется в воде и органических растворителях. У твердого водорода гексагональная молекулярная решетка. Вследствие высокой энергии диссоциации (435 кДж/моль) распад молекул

H_2 на атомы происходит в заметной степени лишь при температуре выше 2000°С.

Согласно теоретическим исследованиям при огромных давлениях водород должен переходить в металлическое состояние. При давлении около $2 \cdot 10^{11}$ Па и при обычной температуре должно происходить превращение молекулярного водорода в атомарный. В этих условиях должна образоваться кристаллическая решетка, в узлах которой находятся протоны, а электроны стали общими; такой кристалл будет обладать металлической проводимостью.

Водород проявляет и восстановительные, и окислительные свойства. В обычных условиях благодаря прочности молекул он сравнительно мало активен и непосредственно взаимодействует лишь со фтором. При нагревании же вступает во взаимодействие с многими неметаллами — хлором, бромом, кислородом и пр. Восстановительная способность водорода используется для получения некоторых простых веществ из оксидов и галидов:

$$CuO + \overset{0}{H_2} = Cu + \overset{+1}{H_2}O$$

В качестве окислителя водород взаимодействует с активными металлами:

$$2Na + \overset{0}{H_2} = 2\overset{-1}{NaH}$$

В промышленности водород получают главным образом из природных и попутных газов, продуктов газификации топлива (водяного и паровоздушного газов) и коксового газа. В основе производства водорода лежат каталитические реакции взаимодействия с водяным паром (конверсии) соответственно углеводородов (главным образом метана) и оксида (II) углерода, например;

$$CH_4 + H_2O \overset{600°C}{\rightleftharpoons} CO + 3H_2, \quad \Delta H^0_{298} = 206{,}2 \text{ кДж/моль};$$

$$CO + H_2O \overset{600°C}{\rightleftharpoons} CO_2 + H_2, \quad \Delta H^0_{298} = -41{,}2 \text{ кДж/моль}.$$

Водород получают также неполным окислением углеводородов, например:

$$2CH_4 + O_2 = 2CO + 4H_2, \quad \Delta H^0_{298} = -71{,}3 \text{ кДж/моль}.$$

В связи с уменьшением запасов углеводородного сырья большой интерес приобретает метод получения водорода восстановлением водяного пара раскаленным углем:

$$C + H_2O = CO + H_2, \quad \Delta H^0_{298} = 131{,}3 \text{ кДж/моль}.$$

При этом образуется *генераторный газ*. Затраты энергии на его получение можно скомпенсировать за счет реакции неполного окисления угля:

$$2C + O_2 = 2CO, \quad \Delta H^0_{298} = -221{,}0 \text{ кДж/моль}.$$

При комбинировании этих двух процессов получается *водяной газ*, состоящий в основном из смеси H_2 и CO.

Из главных смесей с большим содержанием водорода его выделяют глубоким охлаждением смеси. Водород производят также электролизом воды. В лабораторных условиях водород получают взаимодействием цинка с соляной или серной кислотой.

Водород широко используется в химической промышленности для синтеза аммиака, метанола, хлорида водорода, для гидрогенизации твердого и жидкого тяжелого топлива, жиров и т. д. В смеси с CO (в виде водяного газа) применяется как топливо. При горении водорода в кислороде возникает высокая температура (до 2600°С), используемая для сварки и резки тугоплавких металлов, кварца и др. Жидкий водород используют как одно из наиболее эффективных реактивных топлив. В атомной энергетике для осуществления ядерных реакций большое значение имеют изотопы водорода — тритий и дейтерий.

В настоящее время проблема использования водорода приобрела особое значение. Энергетический кризис, проблема защиты окружающей среды от непрерывного и угрожающего загрязнения нефтью и продуктами сгорания органических топлив — все это стимулирует резкое возрастание интереса к водороду как «экологически чистому» горючему. Водород — основа химической технологии и энергетики будущего.

Соединения со степенью окисления водорода —1. В зависимости от природы связанного с ним элемента атомы водорода в соединениях могут быть поляризованы положительно (степень окисления 1) или отрицательно (степень окисления —1):

соединения $\overset{-1}{H}$			промежуточные соединения			соединения $\overset{+1}{H}$	
LiH	BeH_2	B_2H_6	CH_4	H_3N	H_2O	HF	
NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	H_3P	H_2S	HCl	
KH	CaH_2	GaH_3	GeH_4	AsH_3	H_2Se	HBr	
RbH	SrH_2	InH_3	SnH_4	SbH_3	H_2Te	HI	
CsH	BaH_2						

Кроме того, имеется группа соединений, в которых связь Э — Н близка к неполярной. Эти соединения в соответствующих условиях можно рассматривать и как производные $\overset{+1}{H}$, и как производные $\overset{-1}{H}$.

В тех случаях, когда водород выступает в качестве окислителя, он ведет себя как галоген, образуя аналогичные галидам *гидриды*. Однако образование иона H^- из молекулы H_2 — процесс эндотермический (энтальпия образования H^- составляет $\Delta H^0_{298} = +150{,}5$ кДж/моль):

$$^1/_2\, H_2\,(г) = H\,(г), \quad \Delta H^0_{298} = 217{,}4 \text{ кДж/моль}$$

$$H\,(г) + e = H^-\,(г), \quad \Delta H^0_{298} = -66{,}9 \text{ кДж/моль}$$

$$^1/_2\, H_2\,(г) + e = H^-\,(г), \quad \Delta H^0_{298} = 150{,}5 \text{ кДж/моль}$$

Поэтому по окислительной активности водород существенно уступает галогенам. По этой же причине ясно выраженный ионный характер проявляют лишь гидриды наиболее активных металлов — щелочных и щелочноземельных, например KH и CaH_2.

Ионные гидриды представляют собой белые кристаллические вещества с высокими температурами плавления, т. е. соли. Их расплавы характеризуются высокой электрической проводимостью, при электролизе расплавленных гидридов водород выделяется на аноде. Гидриды *s*-элементов I группы, как и большинство галидов этих элементов, имеют структуру типа NaCl. В химическом отношении ионные гидриды ведут себя как основные соединения.

К ковалентным относятся гидриды менее электроотрицательных, чем сам водород, неметаллических элементов. К ковалентным относятся, например, гидриды состава SiH_4 и BH_3. По химической природе гидриды неметаллов являются кислотными соединениями.

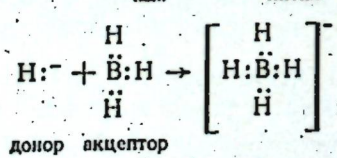
Различие в химической природе гидридов можно легко установить по их поведению при гидролизе. Характерной особенностью гидролиза гидридов является выделение водорода. Реакция протекает по окислительно-восстановительному механизму. Отрицательно поляризованный атом $\overset{-1}{H}$ в гидриде и положительно поляризованный атом $\overset{+1}{H}$ в воде переходят в состояние с нулевой степенью окисления:

$$\underset{\text{основный}}{\overset{-1}{K}\overset{+1}{H}} + \overset{+1}{H}OH = KOH + \overset{0}{H_2}; \qquad \underset{\text{кислотный}}{\overset{-1}{Si}H_4} + 3\overset{+1}{H}OH = H_2SiO_3 + 4\overset{0}{H_2}$$

За счет выделения водорода гидролиз протекает полностью и необратимо ($\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$). При этом основные гидриды образуют щелочь, а кислотные — кислоту.

Различие между основными и кислотными гидридами отчетливо проявляется также при их взаимодействии между собой, например, по схеме

$$\underset{\text{основный}}{LiH} + \underset{\text{кислотный}}{BH_3} = \underset{\text{тетрагидридоборат лития}}{Li[BH_4]}$$



донор акцептор

Понятно, что эта реакция может протекать лишь в неводных средах, например в эфире. Гидрид лития, передавая в комплекс ион H^-, выступает как донор электронной пары, а BH_3, присоединяющий гидрид-ион, является акцептором.

В качестве амфотерного соединения можно рассматривать гидрид алюминия AlH_3, который в зависимости от партнера по реакции может выступать и как донор электронных пар (основное соединение), и как акцептор (кислотное соединение):

$$\underset{\text{основный}}{AlH_3} + 3BH_3 = \underset{\text{тетрагидридоборат алюминия (смешанный гидрид)}}{Al(BH_4)_3}$$

$$KH + \underset{\text{кислотный}}{AlH_3} = \underset{\text{тетрагидридоалюминат калия}}{K[AlH_4]}$$

Стандартный потенциал системы $^1/_2H_2/H^-$ равен —2,23 В. Следовательно, ион H^- — один из самых сильных восстановителей. Поэтому

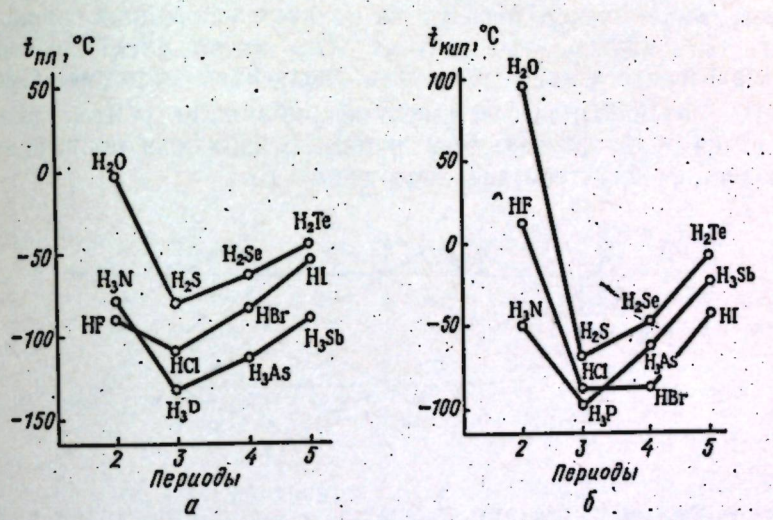


Рис. 142. Температуры плавления (*а*) и кипения (*б*) водородных соединений *p*-элементов VII, VI и V групп

ионные, а также комплексные гидриды — сильные восстановители. Они находят широкое применение для проведения различных синтезов, для получения водорода и в химическом анализе. Гидрид кальция CaH_2 применяется, кроме того, в качестве осушителя для удаления следов влаги.

Соединения водорода (I). Положительная поляризация атомов водорода наблюдается в его многочисленных соединениях с ковалентной связью: при обычных условиях это газы (HCl, H_2S, H_3N), жидкости (H_2O, HF, HNO_3), твердые вещества (H_3PO_4, H_2SiO_3). Свойства этих соединений сильно зависят от природы элемента, с которым непосредственно связан водород. В частности, для соединений, содержащих связи F — H, O — H и N — H, особо характерна водородная связь. Вследствие этого HF, H_2O и H_3N проявляют аномально высокие температуры плавления и кипения по сравнению с однотипными бинарными соединениями водорода, образованными остальными элементами данной группы (рис. 142). Аналогичный ход кривых наблюдается и в величинах энтальпий испарения этих соединений.

Вследствие способности образовывать водородные связи и вступать

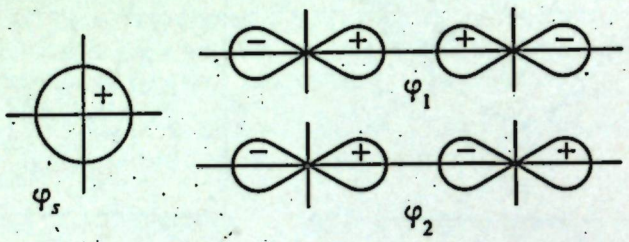
в донорно-акцепторное взаимодействие жидкие HF, H_2O и H_3N являются хорошими ионизирующими растворителями (с. 132).

Присущая водороду, как неметаллическому элементу, тенденция к образованию анионных комплексов — *гидрогенатов* реализуется, например, в следующих реакциях:

$$KF + HF = K[HF_2]; \qquad KNO_3 + HNO_3 = K[H(NO_3)_2]$$

дифторогидрогенат калия; динитратогидрогенат калия

Гидрогенат-комплексы образуются за счет водородной связи: $[F\cdots H\cdots F]^-$; $[O_2NO\cdots H\cdots ONO_2]^-$. Они имеют линейное строение. Их образование можно объяснить следующим образом. Орбитали иона HF_2^- возникают за счет линейной комбинации орбитали центрального атома φ_s (1s-орбиталь H) и групповых орбиталей периферических атомов φ_1, φ_2 ($2p_x$-орбиталей двух атомов F):



По условиям симметрии сочетание φ_s- и φ_1-орбиталей приводит к образованию связывающей $\sigma_s^{св}$ - и разрыхляющей $\sigma_s^{разр}$ - МО иона HF_2^- (рис. 143):

$$\Psi(\sigma_s^{св}) \sim \varphi_s + \varphi_1;$$

$$\Psi(\sigma_s^{разр}) \sim \varphi_s - \varphi_1.$$

Для групповой орбитали φ_2 подходящей по условиям симметрии орбитали центрального атома нет, поэтому в ионе HF_2^- орбиталь φ_2 играет роль несвязывающей (рис. 143). Четыре электрона (один от атома H, два от двух атомов F и один за счет заряда иона) распределяются на связывающей $\sigma^{св}$ и несвязывающей σ молекулярных орбиталях. Нахождение электронов на молекулярной σ-несвязывающей орбитали соответствует концентрации избыточного отрицательного заряда на концевых атомах. Следовательно, гидрогенат-ионы типа HX_2^- должны быть наиболее стабильными в том случае, когда X — наиболее электроотрицательные атомы или их группировки. Так, в ионе HF_2^- связь почти в три раза прочнее межмолекулярной водородной связи (с. 92).

Большинство гидрогенатов может существовать лишь в неводных или насыщенных водных растворах, а также в твердом состоянии.

Атомы водорода входят также в состав гидросолей типа NaHS, $NaHCO_3$, $NaHSO_4$. Группы HS^-, HCO_3^-, HSO_4^- могут существовать в растворах в виде свободных ионов, называемых соответственно *гидросульфид-*, *гидрокарбонат-* и *гидросульфат*-ионами. Структура

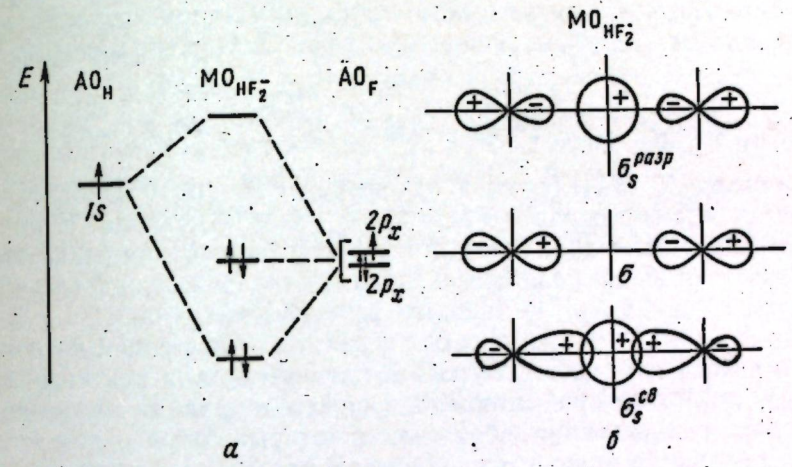
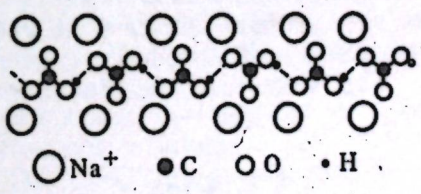


Рис. 143. Энергетическая диаграмма орбиталей (*а*) и схема их образования (*б*) для иона HF_2^-

таких солей в твердом состоянии также обусловливается водородной связью. Ниже схематически показана структура гидрокарбоната натрия $NaHCO_3$:



Металлические соединения водорода. Металлическими свойствами обладают водородные соединения *d*- и *f*-элементов. Эти соединения получаются в виде металлоподобных темных порошков или хрупкой массы, их электрическая проводимость и теплопроводность типичны для металлов. Это гидриды нестехиометрического состава. Идеализированный состав металлических гидридов чаще всего отвечает формулам MH (VH, NbH, TaH), MH_2 (TiH_2, ZrH_2, HfH_2, ScH_2) и MH_3 (UH_3, PaH_3).

О характере связи в гидридах *d*- и *f*-элементов существуют две теории. В соответствии с одной из них водород входит в решетку в виде иона H^+, а свой электрон отдает в зону проводимости металлической структуры. Согласно другой теории атомы водорода берут электроны из зоны проводимости и находятся в кристаллической решетке гидрида

в виде гидрид-ионов H^-. Можно думать, что в периодической системе от I к V группе имеет место постепенный переход от ионных гидридов (типа солей) к гидридам, в которых водород находится в виде H^+.

Следует отметить, что первые три металла каждого семейства *d*-элементов (т. е. Sc, Ti и V; Y, Zr и Nb; La, Hf и Ta) поглощают водород со значительным экзотермическим эффектом. Например, энтальпии образования их некоторых гидридов имеют следующие значения:

	ScH_2	YH_2	LaH_2	TiH_2	ZrH_2
ΔH_f^0, кДж/моль	—69,5	—185,6	—207,7	—144,2	—169,3

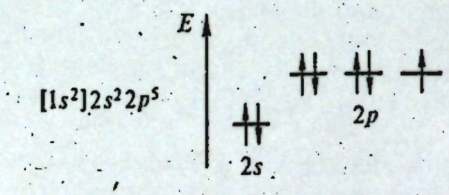
d-Металлы VI—VIII групп по отношению к водороду малоактивны. Так, энтальпия образования FeH_2 всего —0,84 кДж/моль. Исключение составляет палладий, который поглощает водород очень активно. Аномальное поведение палладия связывают с его уникальной электронной конфигурацией ($4d^{10}$ — «провал» двух 5*s*-электронов).

Гидриды образуются из простых веществ с понижением энтропии, так как исходные вещества твердое и газообразное, а конечный продукт твердый. Поэтому синтезом из водорода и металла можно получить только те соединения, образование которых сопровождается выделением большого количества теплоты. В противном случае гидриды *d*- и *f*-элементов можно получить лишь косвенным путем.

Металлические гидриды используются как восстановители для получения покрытия из соответствующего металла, а также для получения металлов в виде порошков. В последнем случае металл, например Ti или V, насыщают водородом, образовавшийся хрупкий гидрид растирают в порошок и нагревают в вакууме, в результате чего получают порошок металла. Вследствие пластичности чистых металлов получить их порошки простым растиранием металлов не удается. Гидриды используют также в реакциях гидрирования, синтеза многих соединений *d*- и *f*-элементов. Гидрид титана представляет интерес в качестве «хранилища» водорода.

§ 2. Фтор

Фтор в невозбужденном состоянии имеет электронную конфигурацию:



Наличием одного непарного электрона обусловливается сходство фтора с водородом. Однако различие в общем числе валентных электронов и орбиталей предопределяет значительное отличие этих элементов

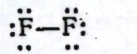
друг от друга. Степень окисления фтора как самого электроотрицательного элемента (4,0) принимается равной —1. Максимальная валентность фтора, согласно теории валентных связей, как и других элементов 2-го периода, равна четырем.

Фтор — довольно распространенный элемент, и его содержание на Земле составляет ~0,03 мол. доли, %. Из минералов фтора наибольшее значение имеют CaF_2 — *плавиковый шпат* (*флюорит*), Na_3AlF_6 — *криолит* и $Ca_5(PO_4)_3F$ — *фторапатит*. Фтористые соединения содержатся в организме человека (в основном в зубах и костях). В природе встречается только один изотоп ^{19}F. Искусственно получены малоустойчивые изотопы (с массовыми числами от 16 до 21).

Простое вещество. Подобно водороду фтор образует двухатомные молекулы F_2, что соответствует следующей электронной конфигурации:

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_{y,z}^{св})^4(\pi_{y,z}^{разр})^4.$$

Поскольку на связывающих орбиталях имеется на два электрона больше, чем на разрыхляющих, порядок связи в молекуле F_2 принимается равным 1:



Молекула фтора F_2 имеет относительно небольшую массу и достаточно подвижна, поэтому фтор в обычных условиях — газ (светло-желтого цвета), обладает низкой температурой плавления (—223°С) и кипения (—187°С).

Фтор исключительно активен химически, он — сильнейший окислитель. Высокая химическая активность фтора объясняется тем, что его молекула имеет низкую энергию диссоциации (159 кДж/моль), в то время как химическая связь в большинстве соединений фтора отличается большой прочностью (порядка 200—600 кДж/моль). Кроме того, энергия активации реакций с участием атомов фтора низка ($\leqslant$ 4 кДж/моль). По образному выражению акад. А. Е. Ферсмана, фтор «всесъедающий». В атмосфере фтора горят такие стойкие вещества, как стекло (в виде ваты), вода:

$$SiO_2 + 2F_2 = SiF_4 + O_2; \qquad 2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2$$

В этих реакциях в качестве одного из продуктов горения образуется кислород (I), т. е. фтор как окислитель сильнее кислорода.

Исключительно активно протекает взаимодействие фтора с большинством простых веществ. С серой и фосфором он взаимодействует даже при температуре жидкого воздуха (—190°С):

$$S + 3F_2 = SF_6, \qquad \Delta H_{298}^0 = -1207 \text{ кДж/моль};$$

$$2P + 5F_2 = 2PF_5, \qquad \Delta H_{298}^0 = -3186 \text{ кДж/моль}.$$

Фтор окисляет некоторые так называемые инертные газы:

$$Xe + 2F_2 = XeF_4, \qquad \Delta H^0_{298} = -252 \text{ кДж/моль}.$$

Непосредственно фтор не взаимодействует лишь с гелием, неоном и аргоном.

Вследствие высокой химической активности фтор вызывает коррозию почти всех материалов. В качестве материала аппаратуры для получения фтора, его хранения и перевозки используется никель (и некоторые его сплавы), который устойчив к действию фтора за счет образования защитной пленки NiF_2. В целом проблема эта ныне разрешена, и фтор перевозится в больших количествах в гигантских автоцистернах.

Из-за высокой окислительной активности фтора и большой прочности его соединений фтор получают в свободном состоянии электролизом его расплавленных соединений. Для этих целей обычно используют эвтектическую смесь HF — KF или фторогидрогенаты калия.

Широкое применение фтора началось в связи с работами по разделению изотопов урана (в виде $^{235}UF_6$ и $^{238}UF_6$) диффузионным методом. В настоящее время фтор широко применяется для синтеза различных хладоагентов и полимерных материалов—фторопластов, отличающихся высокой химической стойкостью. Жидкий фтор и ряд его соединений применяются в качестве окислителя ракетного топлива.

Соединения со степенью окисления фтора —1. В соответствии с закономерным изменением характера элементов по периодам и группам периодической системы закономерно изменяются и свойства фторидов, например:

	NaF	MgF_2	AlF_3	SiF_4	PF_5	SF_6	(ClF_5)
Химическая природа	основная		амфотерная	кислотная			
Анионные комплексы	—	—	AlF_6^{3-}	SiF_6^{2-}	PF_6^-	SF_6^0	(ClF_6^-)

Ионные фториды — кристаллические вещества с высокой температурой плавления. Координационное число иона фтора 6 (NaF) или 4 (CaF_2). Ковалентные фториды — газы или жидкости.

Промежуточное положение между ионными и ковалентными фторидами занимают фториды с высокой степенью полярности связи, которые можно назвать ионно-ковалентными соединениями. К последним, например, можно отнести кристаллические ZnF_2, MnF_2, CoF_2, NiF_2, в которых эффективные заряды электроположительных атомов составляют 1,56; 1,63; 1,46; 1,40 соответственно.

Многие фториды металлов в низких степенях окисления получают действием раствора HF на оксиды, гидроксиды, карбонаты и пр., например:

$$3HF + Al(OH)_3 = AlF_3 + 3H_2O$$

Фториды неметаллов и металлов в высоких степенях окисления получают фторированием простых веществ или низших фторидов, например:

$$ClF + F_2 = ClF_3$$

Большинство кристаллических фторидов нерастворимо в воде. Хорошо растворяются лишь фториды s-элементов I группы (кроме LiF), а также AgF, HgF_2, SnF_2 и некоторые другие.

По химической природе ионные фториды являются основными соединениями, а ковалентные фториды — кислотными. Так в реакции

$$\underset{\text{основный}}{2NaF} + \underset{\text{кислотный}}{SiF_4} = \underset{\text{гексафторосиликат натрия}}{Na_2[SiF_6]}$$

ионный NaF выступает в качестве донора, а ковалентный SiF_4 — в качестве акцептора электронных пар, носителем которых является фторид-ион F^-. По мере усиления кислотной природы фторидов, например в ряду MgF_2 — AlF_3 — SiF_4, их взаимодействию с основными фторидами отвечает увеличение отрицательного значения ΔG^0:

$$NaF\ (к) + MgF_2\ (к) = NaMgF_3\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -13{,}96 \text{ кДж/моль};$$

$$NaF\ (к) + {}^1/_3\ AlF_3\ (к) = {}^1/_3\ Na_3AlF_6\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -30{,}9 \text{ кДж/моль};$$

$$NaF\ (к) + {}^1/_2\ SiF_4\ (г) = {}^1/_2\ Na_2SiF_6\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -50{,}99 \text{ кДж/моль}.$$

Основные фториды при гидролизе создают щелочную среду, а кислотные фториды — кислотную:

$$\underset{\text{кислотный}}{SiF_4} + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HF$$

Амфотерные фториды взаимодействуют как с основными, так и с кислотными фторидами. В последнем случае образуются смешанные фториды, например:

$$\underset{\text{как кислотное соединение}}{2KF} + BeF_2 = K_2[BeF_4]$$

$$\underset{\text{как основное соединение}}{BeF_2} + SiF_4 = \underset{\text{смешанный фторид}}{Be[SiF_6]}$$

Комплексные фториды весьма разнообразны (см., например, табл. 30). Координационное число по фтору для элементов 2-го периода равно 4, для элементов других периодов типично координационное число 6. Кроме того, встречаются комплексные фториды, в которых координационное число комплексообразователя равно 7, 8 и 9, например:

$K_2[BeF_4]$ $K_3[AlF_6]$ $K_2[NbF_7]$ $K_2[WF_8]$ $K_2[ReF_9]$

Эти же примеры показывают, что во фторокомплексах стабилизируется высшая степень окисления центральных атомов.

Производные фторокомплексов представляют собой преимущественно ионные соединения либо относятся к смешанным (полимерным) фторидам (например, $BeSiF_6$). Соединения с водородом типа HBF_4, HPF_6, H_2SiF_6 в свободном состоянии неустойчивы. Их водные растворы — очень сильные кислоты.

Молекула фторида водорода HF сильно полярна ($\mu = 0{,}64 \times 10^{-29}$ Кл · м, $\delta_H = 0{,}4+$, $\delta_F = 0{,}4-$) и имеет большую склонность к ассоциации за счет водородных связей в зигзагообразные цепи (см. с. 92). Поэтому фторид водорода в обычных условиях — бесцветная жидкость (т. пл. —83°С, т. кип. 19,5°С) с резким запахом, сильно дымящая на воздухе. Даже в состоянии газа фторид водорода состоит из смеси полимеров H_2F_2, H_3F_3, H_4F_4, H_5F_5, H_6F_6. Простые молекулы HF существуют лишь при температурах выше 90°С. Вследствие высокой прочности связи (энергия диссоциации 565 кДж/моль) термический распад HF на атомы становится заметным выше 3500°С.

Фторид водорода обычно получают действием серной кислоты на флюорит:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$$

Собственная ионизация жидкого HF незначительна ($K = 2{,}07 \times 10^{-11}$). Она происходит путем перехода протона (или соответственно иона фтора) от одной молекулы к другой, сопровождающегося превращением водородной связи из межмолекулярной в межатомную и в ковалентную. При этом образуются сольватированные *фтороний*-ион FH_2^+ и *фторогидрогенат*-ион HF_2^- по схеме

$$H{-}F \cdots H{-}F \cdots H{-}F \rightleftarrows [H{-}F{-}H]^+ + [F \cdots H \cdots F]^-$$

или

$$HF \cdots HF \cdots HF \rightleftarrows FH_2^+ + HF_2^-$$

Жидкий фторид водорода — сильный ионизирующий растворитель.

В нем хорошо растворяются вода, фториды, сульфаты и нитраты s-элементов I группы, несколько хуже аналогичные соединения s-элементов II группы. При этом растворенные вещества, отнимая от молекул HF протоны, увеличивают концентрацию отрицательных ионов (HF_2^-), т. е. ведут себя как основания. Например:

$$KNO_3 + 2HF \rightleftarrows K^+ + HNO_3 + HF_2^-$$

Как уже указывалось (с. 133), даже HNO_3 в этих условиях ведет себя как основание:

$$HNO_3 + 2HF \rightleftarrows NO_3H_2^+ + HF_2^-$$

а индифферентный в воде этиловый спирт в жидком фториде водорода оказывается таким же сильным основанием, как KOH в воде:

$$C_2H_5OH + 2HF \rightleftarrows C_2H_5OH_2^+ + HF_2^-$$

В жидком HF ведут себя как кислоты вещества— акцепторы фторид-ионов, например BF_3, SbF_5:

$$BF_3 + 2HF = HF_2^+ + BF_4^-$$

$$SbF_5 + 2HF = HF_2^+ + SbF_6^-$$

При растворении кислот увеличивается концентрация положительных фторонийионов FH_2^+.

Амфотерными соединениями в жидком HF являются, например, фториды алюминия и хрома (III):

$$\underset{\text{как кислотное соединение}}{3NaF} + AlF_3 = 3Na^+ + AlF_6^{3-}$$

$$\underset{\text{как основное соединение}}{AlF_3} + 3BF_3 = Al^{3+} + 3BF_4^-$$

Фторид водорода неограниченно растворяется в воде. При этом происходит ионизация молекул HF с образованием ионов OH_3^+ и F^-. Последние, взаимодействуя с молекулами HF, образуют фторогидрогенат-ионы:

$$HF + H_2O \rightleftarrows OH_3^+ + F^-, \quad K = 7{,}2 \cdot 10^{-4}$$

$$HF + F^- \rightleftarrows HF_2^-, \quad K = 5{,}1$$

или суммарно

$$2HF + H_2O \rightleftarrows OH_3^+ + HF_2^-$$

Раствор HF (*плавиковая кислота*) является кислотой средней силы (см. с. 302). В растворе содержатся также комплексные ионы $H_2F_3^-$, $H_3F_4^-$, $H_nF_{n+1}^-$. Поэтому при нейтрализации растворов плавиковой кислоты образуются не фториды, а фторогидрогенаты типа $K[HF_2]$ (т. пл. 239°С), $K[H_2F_3]$ (т. пл. 62°С), $K[H_3F_4]$ (т. пл. 66°С), $K[H_4F_5]$ (т. пл. 72°С). Эти соединения, как правило, хорошо кристаллизуются и плавятся без разложения. Полимерные гидрогенат-ионы имеют зигзагообразную форму. Они образованы за счет водородной связи. Термическое разложение фторогидрогенатов используется для получения HF:

$$K[H_nF_{n+1}] = K[H_{n-1}F_n] + HF$$

Характерная особенность плавиковой кислоты — ее способность взаимодействовать с диоксидом кремния:

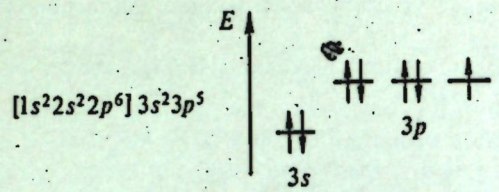
$$SiO_2\ (к) + 4HF\ (р) = SiF_4\ (г) + 2H_2O\ (ж)$$

Поэтому ее не хранят в стеклянной посуде, а обычно в сосудах из свинца, каучука, полиэтилена или парафина. Она токсична, при попадании на кожу вызывает плохо заживающие болезненные язвы.

Плавиковая кислота применяется для травления стекла, удаления песка с металлического литья, получения фторидов и т. д. Фторид водорода в основном используется в органическом синтезе.

§ 3. Хлор

Хлор — неполный электронный аналог фтора:



Атом хлора имеет один непарный электрон, чем и предопределяется его сходство с фтором и водородом. В то же время у хлора по сравнению со фтором больше размер валентных орбиталей, гораздо меньше значение энергии ионизации $I_{ион}$, заметно больше сродство к электрону $F_{срод}$, большая поляризуемость атома:

	$r^{орб}$, нм	$I_{ион}$, эВ	$F_{срод}$, эВ
F	0,036	17,42	3,45
Cl	0,072	12,97	3,61

Как и у всех других *p*-элементов 3-го периода, максимальное координационное число хлора равно шести.

В большинстве соединений хлор как сильно электроотрицательный элемент (ЭО =3,0) выступает в отрицательной степени окисления —1. В соединениях же с более электроотрицательными фтором, кислородом и азотом он проявляет положительные степени окисления. Особо разнообразны соединения хлора с кислородом, в которых степени окисления хлора +1, +3, +5 и +7, а также +4 и +6.

Хлор — типичный неметаллический элемент. Следовательно, для него наиболее характерна тенденция при химических превращениях образовывать простые и сложные анионы.

Хлор относится к довольно распространенным на Земле элементам (0,02 мол. доли, %). Встречается он главным образом в виде х л о р и д о в — соединений с наиболее устойчивым состоянием окисления хлора. Из них наиболее важными минералами являются NaCl — *каменная соль*. NaCl · KCl — *сильвинит*, KCl · $MgCl_2$ · $6H_2O$ — *карналлит*. В огромном количестве хлориды содержатся в морской воде, входят составной частью во все живые организмы и пр.

В природных соединениях хлор находится в виде изотопов ^{35}Cl (75,53%) и ^{37}Cl (24,47%). Кроме того, искусственно получены его радиоактивные изотопы (^{33}Cl, ^{34}Cl, ^{36}Cl и ^{39}Cl).

Простое вещество. Молекула фтора, подобно молекулам водорода и фтора, двухатомна. Энергия диссоциации Cl_2 больше (243 кДж/моль), чем у F_2 (151 кДж/моль). Распад молекул хлора на атомы становится заметным, начиная с 1000°С.

Бо́льшую устойчивость молекулы Cl_2 по сравнению с F_2 можно объяснить тем, что в молекуле F_2 связывающие электроны отталкиваются друг от друга сильнее, чем в более крупной по размерам молекуле Cl_2.

Согласно другой точке зрения в отличие от H_2 и F_2 в молекуле Cl_2 полагают дополнительное π-связывание. Последнее возникает по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной электронной пары одного атома и свободной 3*d*-орбитали другого.

Считается, что порядок связи в молекуле Cl_2 составляет 1,12.

В обычных условиях хлор — газ желто-зеленого цвета (т. пл. —101,0°С, т. кип. —34,2°С). Ограниченно растворяется в воде (1 объем воды растворяет около 2 объемов хлора). При охлаждении из водных растворов выделяются кристаллогидраты, являющиеся клатратами приблизительного состава $Cl_2 \cdot 6H_2O$ и $Cl_2 \cdot 8H_2O$.

Хлор — активный окислитель:

$$^1/_2\ Cl_2\ (г) + e^- = Cl^-\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = -240\ кДж/моль;$$

$$^1/_2\ Cl_2\ (г) + e^- = Cl^-\ (р), \qquad \Delta G^0_{298} = -131\ кДж/моль.$$

Он весьма энергично реагирует с металлами и большинством неметаллов (за исключением O_2, N_2 и инертных газов), легко окисляет многие сложные соединения. Восстановительные свойства хлор проявляет лишь при взаимодействии с фтором. Вступает также в реакции диспропорционирования, для протекания которых наиболее благоприятна щелочная среда, способствующая образованию простых и сложных анионов:

$$Cl_2 + 2OH^- \rightleftarrows Cl^- + ClO^- + H_2O$$

$$Cl_2 + 2NaOH \rightleftarrows NaCl + NaClO + H_2O$$

Получают свободный хлор окислением хлоридов: в лаборатории — химическим окислением концентрированной соляной кислоты; в технике — электролизом водного раствора NaCl и — как побочный продукт — при получении натрия электролизом расплава NaCl. Хлор применяют для стерилизации питьевой воды, широко используют в качестве окислителя в самых разнообразных отраслях химической промышленности. Важна его роль в металлургии цветных металлов (см. с. 243).

Соединения со степенью окисления хлора —1. Характер химической связи, а следовательно, и свойства хлоридов, как и фторидов, закономерно изменяются по группам и периодам элементов (см. рис. 130). Так, в ряду хлоридов элементов данного периода тип химической связи изменяется от преимущественно ионной в хлоридах типичных металлов до ковалентной в хлоридах неметаллов. Ионные хлориды — твердые кристаллические вещества с высокими температурами плавления, ковалентные хлориды — газы, жидкости или же легкоплавкие твердые вещества. Промежуточное положение занимают ионно-ковалентные хлориды.

Ионные хлориды (хлориды металлов) проявляют основные свойства, ковалентные хлориды (хлориды неметаллов) — кислотные, например:

	$NaCl$	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_4$	PCl_5	(SCl_6)
Т. пл., °С	800	714	193	—70	159 (возг.)	—
Кислотно-основные свойства хлорида	основные		амфотерный		кислотные	

Основные хлориды гидролизу практически не подвергаются, а кислотные гидролизуются полностью и необратимо с образованием кислот:

$$SiCl_4 + 3HOH = H_2SiO_3 + 4HCl$$

Различие свойств хлоридов разного типа проявляется также в реакциях их между собой, например:

$$\underset{\text{основный}}{KCl} + \underset{\text{кислотный}}{AlCl_3} = K[AlCl_4]$$

При этом основные хлориды (за счет ионов Cl^-) являются донорами электронных пар, а кислотные — акцепторами. Амфотерные хлориды взаимодействуют как с кислотными, так и с основными соединениями.

Большинство хлоридов металлов хорошо растворимо в воде (за исключением $AgCl$, $CuCl$, $AuCl$, $TlCl$ и $PbCl_2$).

Хлориды получают хлорированием простых веществ хлором или сухим хлоридом водорода:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

$$Fe + 2HCl\ (г) = FeCl_2 + H_2$$

взаимодействием оксидов с хлоридами (часто с CCl_4) либо с хлором в присутствии угля:

$$TiO_2 + 2Cl_2 + C = TiCl_4 + CO_2$$

Большое применение в технике имеет хлорид водорода HCl. В обычных условиях HCl — бесцветный газ (т. пл. —114,2°С, т. кип.—84,9°С). В промышленности его получают синтезом из простых веществ:

$$H_2\ (г) + Cl_2\ (г) = 2HCl\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = -190\ кДж/моль.$$

Хлорид водорода очень хорошо поглощается водой (1 объем H_2O при 20°С поглощает около 450 объемов HCl). Водный раствор HCl — сильная кислота, называемая *соляной*. Как сильная кислота HCl находит широкое применение в технике, медицине, лабораторной практике и т. д.

При действии сильных окислителей или при электролизе хлориды проявляют восстановительные свойства. Так, концентрированная соляная кислота проявляет восстановительные свойства при действии на нее оксида марганца (IV):

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

Этой реакцией пользуются в лаборатории для получения хлора.

При нагревании хлорид водорода окисляется кислородом (катализатор — $CuCl_2$):

$$4HCl\ (г) + O_2\ (г) = 2H_2O\ (г) + 2Cl_2\ (г)$$

Реакция сопровождается уменьшением энтропии системы. Поэтому согласно $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ с увеличением температуры ΔG реакции приобретает положительное значение и процесс протекает влево. Этот пример иллюстрирует относительность наших понятий о сравнительной окислительно-восстановительной активности веществ. В рассматриваемом случае при невысоких температурах более сильным окислителем оказывается кислород, при высоких температурах — хлор.

Соединения хлора (I). Степень окисления хлора +1 проявляется во фториде ClF, оксиде Cl_2O и нитриде Cl_3N, а также в соответствующих им сложных анионах $[ClF_2]^-$, $[ClO]^-$ и $[ClN]^{2-}$:

ClF	Cl_2O	Cl_3N
$[ClF_2]^-$	$[ClO]^-$	$[ClN]^{2-}$

Общий обзор бинарных соединений хлора (I) приведен в табл. 31.

Из бинарных соединений хлора (I) относительно устойчив лишь ClF — слабо экзотермическое соединение. Монофторид хлора образуется при нагревании сухих Cl_2 и F_2 выше 270°С. Нитрид Cl_3N и оксид Cl_2O — эндотермические соединения и неустойчивы. Оксид Cl_2O рас-

Таблица 31

Бинарные соединения хлора (I)

Соединение	Структура молекулы	$\mu \cdot 10^{30}$, Кл·м	$T_{пл.}$, °С	$T_{кип.}$, °С	Агрегатное состояние в обычных условиях	$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль
Фторид ClF	0,16нм Cl—F гантельная	0,22	—154	—101,1	Бесцветный газ	—56	—57,6
Оксид Cl_2O	0,17 нм, Cl 110° Cl, угловая	0,26	—121	—3,8	Желто-коричневый газ	+76,8	+97,5
Нитрид Cl_3N	N, Cl, Cl, Cl, тригонально-пирамидальная	—	—27	+71	Темно-желтое летучее масло	+230	—

падается со взрывом на Cl_2 и O_2 при небольшом нагревании, при соприкосновении с органическими веществами и даже при переливании в жидком состоянии. Поскольку энергия Гиббса образования Cl_2O и Cl_3N — величина положительная, эти соединения получают косвенным путем.

Бинарные соединения хлора (I) имеют кислотный характер; что подтверждается, например, их отношением к воде:

$$Cl_2O + HOH = 2HClO$$

$$ClF + HOH = HClO + HF$$

$$Cl_3N + 3HOH = 3HClO + H_3N$$

Из производных оксохлорат (I)-аниона $[ClO]^-$, называемых *гипохлоритами*, относительно устойчивы соединения щелочных и щелочноземельных металлов. Гипохлориты этих элементов — соли, растворимые в воде. Их получают, пропуская хлор в охлаждаемые растворы щелочей:

$$2OH^- + Cl_2 = Cl^- + ClO^- + H_2O$$

$$2KOH + Cl_2 = KCl + KClO + H_2O$$

Оксохлорат (I) водорода HClO неустойчив и известен только в разбавленных растворах. Это *хлорноватистая кислота*; образуется она наряду с соляной при гидролизе хлора:

$$Cl_2 + HOH \rightleftarrows H^+ + Cl^- + HClO$$

$$Cl_2 + HOH \rightleftarrows HCl + HClO$$

Хлорноватистая кислота слабая (см. табл. 21).

При пропускании хлора в воду, содержащую суспензированный оксид ртути, можно получить раствор HClO:

$$2Cl_2 + H_2O + 2HgO = 2HClO + Hg_2OCl_2$$

Производные хлора (I) — сильные окислители. Особенно агрессивен ClF, который реагирует с веществами еще более энергично, чем свободный фтор. На этом основано его применение в качестве фторирующего агента. Гипохлориты применяются в качестве отбеливающего средства. Беление основано на окислении загрязняющих веществ хлорноватистой кислотой, которая из растворов гипохлоритов вытесняется угольной кислотой:

$$NaClO + H_2O + CO_2 = NaHCO_3 + HClO$$

Соединения хлора (I) склонны к реакциям диспропорционирования, которые легче всего протекают у гипохлоритов:

$$3\overset{+1}{K}\overset{}{Cl}\overset{-2}{O} = 2K\overset{-1}{Cl} + K\overset{+5}{Cl}O_3$$

Очень легко (в особенности в присутствии катализаторов) оксохлораты (I) разлагаются с выделением кислорода:

$$2\overset{+1}{K}\overset{-2}{Cl}O = 2K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{O_2}$$

Наибольший практический интерес (как отбеливающее средство, средство для дегазации, дешевый окислитель) представляет гипохлорит кальция $Ca(ClO)_2$. Получается он при взаимодействии хлора с гашеной известью:

$$2Ca(OH)_2 + Cl_2 = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + 2H_2O$$

Как видно из приведенного уравнения реакции, одновременно с $Ca(ClO)_2$ образуется $CaCl_2$. Поэтому получаемый в технике продукт — *белильная* или *хлорная известь* — можно рассматривать как смешанное соединение Ca(ClO)Cl, т. е. гипохлорит — хлорид кальция. Содержание $\overset{+1}{Cl}$ в белильной извести обычно устанавливают по количеству хлора, выделяемого при взаимодействии ее с соляной кислотой:

$$Ca(\overset{+1}{Cl}O)Cl + 2H\overset{-1}{Cl} = CaCl_2 + \overset{0}{Cl_2} + H_2O$$

Из производных дифторохлорат (I)-комплекса известны кристаллические вещества типа $\overset{+1}{M}[ClF_2]$ (M — щелочной металл). Последние образуются при взаимодействии основных фторидов с ClF в неводных растворах (при 175°C, 10 МПа):

$$MF + ClF = M[ClF_2]$$

Соединения хлора (III). Степень окисления хлора +3 проявляется в трифториде ClF_3 и тетрафторохлорат(III)-анионе $[ClF_4]^-$, а также в диоксохлорат(III)-анионе $[ClO_2]^-$:

$$\underset{[ClF_4]^-}{ClF_3} \qquad \underset{[ClO_2]^-}{(Cl_2O_3)}$$

Оксид хлора (III) неизвестен.

Трифторид хлора — бледно-зеленое вещество (т. пл. —76,3°C, т. кип. 11,6°C), может быть получено при нагревании ClF с избытком фтора. По химической природе ClF_3 — соединение кислотное. Так, известны тетрафторохлораты (III) калия, рубидия и цезия типа $\overset{+}{M}[ClF_4]$, которые образуются при фторировании MCl или при взаимодействии MF с жидким ClF_3:

$$MCl + 2F_2 = M[ClF_4]; \qquad MF + ClF_3 = M[ClF_4]$$

Тетрафторохлораты (III) — твердые вещества, разлагающиеся лишь при 200—300°C.

Производные ClO_2^--аниона называются *хлоритами*. Хлориты щелочных и щелочноземельных металлов представляют собой белые кристаллические вещества. Диоксохлорат (III) водорода $HClO_2$ в свободном состоянии не получен. Даже в водном растворе $HClO_2$ быстро разлагается. Раствор $HClO_2$ представляет собой кислоту средней силы ($K_{\text{иониз}} = 1 \cdot 10^{-2}$), называемой *хлористой*.

Соединения Cl(III) — сильные окислители, особенно ClF_3 и $M[ClF_4]$. В парах ClF_3 горят такие химически устойчивые вещества, как стеклянная вата, Al_2O_3, MgO и др.:

$$2Al_2O_3 + 4ClF_3 = 4AlF_3 + 3O_2 + 2Cl_2$$

При нагревании хлориты диспропорционируют:

$$3\overset{+3}{NaClO_2} = \overset{-1}{NaCl} + 2\overset{+5}{NaClO_3}$$

и разлагаются с выделением кислорода:

$$\overset{+3-1}{NaClO_2} = \overset{-1}{NaCl} + \overset{0}{O_2}$$

В присутствии органических веществ твердые оксо- и фторохлораты (III) взрываются от удара.

Трифторид хлора и тетрафторохлораты (III) применяются как фторирующие агенты. Из хлоритов наибольшее значение имеет $NaClO_2$, применяемый при отбелке тканей и бумажной массы.

Соединения хлора (V). Из соединений, в которых хлор проявляет степень окисления +5, известны пентафторид ClF_5, оксотрифторид $ClOF_3$, диоксофторид ClO_2F и производные $[ClO_3]^-$ — триоксохлорат(V)-, $[ClOF_4]^-$ — оксотетрафторохлорат(V)- и $[ClO_3F]^{2-}$ — триоксофторохлорат(V)-анионов:

ClF_5	$ClOF_3$	ClO_2F	(Cl_2O_5)
$([ClF_6]^-)$	$[ClOF_4]^-$	$[ClO_3F]^{2-}$	$[ClO_3]^-$

Молекула ClF_5 имеет форму тетрагональной пирамиды (см. рис. 51 и с. 270). Пентафторид хлора— мало устойчивый газ (т. пл. —93°С, т. кип. —13°С). Его получают фторированием ClF_3 (при 350°С и 25 МПа):

$$ClF_3 + F_2 = ClF_5, \qquad \Delta H^0_{298} = -33{,}4 \text{ кДж/моль}.$$

Ведутся исследования по получению производных $[ClF_6]^-$-комплекса. Диоксофторид хлора ClO_2F (*хлорилфторид*) — бесцветный довольно устойчивый газ (т. пл. —115°С, т. кип. —6°С). Получают его фторированием ClO_2. Хлорилфторид — кислотное соединение; его гидролиз идет по схеме

$$ClO_2F + H_2O = HClO_3 + HF$$

Производные $[ClO_3F]^{2-}$-аниона получают длительным нагреванием раствора фторидов и хлоратов. Например:

$$CuF_2 + Cu[ClO_3]_2 = 2Cu[ClO_3F]$$

Ион $[ClO_3F]^{2-}$ довольно устойчив, распадается лишь при длительном кипячении растворов.

Оксид хлора (V) неизвестен. Производные $[ClO_3]^-$ называют *хлоратами*. Из последних наибольшее практическое значение имеет хлорат калия $KClO_3$ (*бертолетова соль*); его получают пропусканием хлора через горячий раствор КОН:

$$6OH^- + 3Cl_2 = 5Cl^- + ClO_3^- + 3H_2O$$

$$6KOH + 3\overset{0}{Cl_2} = 5\overset{-1}{KCl} + \overset{+5}{KClO_3} + 3H_2O$$

или электролизом горячего раствора KCl. Поскольку $KClO_3$ мало растворим в воде, его легко отделяют от KCl охлаждением раствора.

Триоксохлорат (V) водорода $HClO_3$ в свободном состоянии не выделен. Но (в отличие от HClO и $HClO_2$) известны его концентрированные (до 40 %) водные растворы. В водных растворах $HClO_3$ — сильная кислота, называемая *хлорноватой*. Ее обычно получают обменной реакцией:

$$Ba(ClO_3)_2\ (р) + H_2SO_4\ (р) = BaSO_4\ (т) + 2HClO_3\ (р)$$

Хлорноватая кислота по свойствам напоминает HNO_3, в частности, ее смесь с соляной кислотой — сильный окислитель (такого типа, как царская водка).

При нагревании хлораты диспропорционируют:

$$4\overset{+5}{KClO_3} = 3\overset{+7}{KClO_4} + \overset{-1}{KCl}$$

а в присутствии катализатора распадаются с выделением кислорода:

$$2\overset{+5}{KClO_3} = 2\overset{-1}{KCl} + 3\overset{0}{O_2}$$

При нагревании триоксохлораты (V) — сильные окислители. В смеси с восстановителями они образуют легко взрывающиеся составы. Бертолетову соль используют в производстве спичек и смеси для фейерверков. Хлорат натрия $NaClO_3$ применяется в качестве средства для борьбы с сорняками.

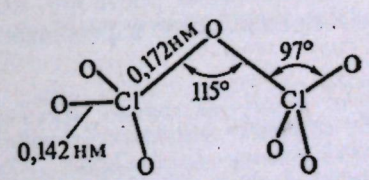
Соединения хлора (VII). Высшая степень окисления хлора +7 проявляется в его оксиде, ряде оксофторидов и отвечающих им анионных комплексах:

Cl_2O_7	ClO_3F	ClO_2F_3	$ClOF_5$	(ClF_7)
$[ClO_4]^-$	$[ClO_3F_2]^-$	$[ClO_2F_4]^-$	—	—

Оксид хлора (VII) Cl_2O_7 — бесцветная жидкость (т. пл. —93,4°С, т. кип. +83°С). Получается при нагревании смеси оксохлората (VII) водорода и оксида фосфора (V):

$$2HClO_4 + P_2O_5 = Cl_2O_7 + 2H_3PO_4$$

Молекула Cl_2O_7 полярна ($\mu = 0{,}24 \cdot 10^{-29}$ Кл · м). В ней согласно электронографическому исследованию два тетраэдра объединены посредством атома кислорода:

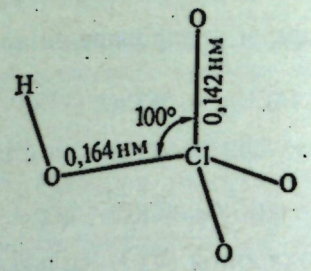


Оксид Cl_2O_7 относительно устойчив, но при нагревании (выше 120°С) разлагается со взрывом.

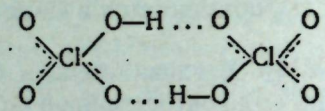
Тетраоксохлорат (VII)-ион ClO_4^- имеет тетраэдрическое строение, что в рамках теории валентных связей соответствует sp^3- гибридизации

валентных орбиталей атома хлора, стабилизированной за счет π-связей.

Тетраоксохлораты (VII) (неудачно называемые еще *перхлоратами*) весьма многочисленны. Большинство их хорошо растворимо в воде. Тетраоксохлорат (VII) водорода $HClO_4$ — бесцветная жидкость (т. пл. —102°С), способная взрываться. Строение молекулы $HClO_4$ приведено ниже:



В жидком $HClO_4$ молекулы димеризованы за счет водородной связи:



Тетраоксохлорат (VII) водорода хорошо растворим в воде. Раствор является *хлорной кислотой*:

$$H_2O \ldots HClO_4 \rightleftarrows OH_3^+ + ClO_4^-$$

Вследствие ионизации $HClO_4$ растворы кислоты вполне устойчивы. Хлорная кислота — одна из наиболее сильных кислот. Ее получают действием концентрированной H_2SO_4 на $KClO_4$:

$$KClO_4 + H_2SO_4 = HClO_4 + KHSO_4$$

Известны многочисленные оксохлораты (VII). В частности, кристаллогидрат $HClO_4 \cdot H_2O$ является перхлоратом оксония $[OH_3]ClO_4$ (т. пл. 49,9°С). Из оксохлоратов (VII) наибольшее значение имеет $KClO_4$. Его получают электролизом раствора $KClO_3$. Перхлораты в основном применяются в производстве взрывчатых веществ в реактивной технике.

Молекула ClO_3F имеет форму несколько искаженного тетраэдра ($\mu = 0{,}006 \cdot 10^{-29}$ Кл·м). В обычных условиях триоксофторид хлора — *перхлорилфторид* — бесцветный газ (т. пл. —147,8°С, т. кип. —46,7°С) в отличие от Cl_2O_7 обладает высокой термической и гидролитической стойкостью: ClO_3F устойчив до 500°С и не гидролизуется даже при 260° С. Кислотная природа ClO_3F проявляется при его взаимодействии с концентрированными растворами щелочей:

$$ClO_3F + 2NaOH = NaClO_4 + NaF + H_2O$$

ClO_3F, как и Cl_2O_7, — сильный окислитель.

Другие оксофториды хлора (VII) — ClO_2F_3 и $ClOF_5$—малоустойчивые газы. Получают их окислением фторидами кислорода низших фторидов хлора:

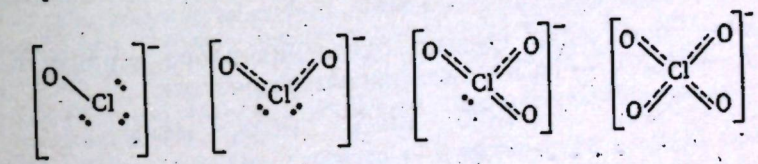
$$ClF + O_2F_2 = ClO_2F_3; \quad ClF_3 + OF_2 = ClOF_5$$

Степень окисления +7 у хлора проявляется также в некоторых катионных комплексах типа $ClO_2F_2^+$, $(ClOF_4^+)$, ClF_6^+. Производные этих катионов $[ClF_6]^+[PtF_6]^-$, $[ClO_2F_2]^+[PtF_6]^-$ образуются при взаимодействии сильнейшего окислителя PtF_6 с рядом соединений, в которых хлор проявляет более низкие степени окисления, например ClO_2F, $ClOF_3$. Сегодняшнее состояние в области синтеза фторо- и фтороксопроизводных хлора (VII) можно проиллюстрировать следующим образом (в скобках указаны соединения, которые не получены):

катионы	молекулы	анионы
ClF_6^+	(ClF_7)	(ClF_8^-)
$(ClOF_4^+)$	$ClOF_5$	$(ClOF_6^-)$
$ClO_2F_2^+$	ClO_2F_3	$ClO_2F_4^-$
(ClO_3^+)	ClO_3F	$ClO_3F_2^-$

Известны также катионные комплексы хлора и в других степенях окисления, например ClF_2^+, ClF_4^+, $ClOF_2^+$, ClO_2^+. Катионные комплексы хлора (как и катионы со связями N—F, N—O, O—F) имеют низкую энергию связи, поэтому представляют большой интерес как составные части энергоемких соединений. К энергоемким веществам относятся также ClF_5, F_2, OF_2, Cl_2F_7.

В ряду ClO^- — ClO_2^- — ClO_3^- — ClO_4^- по мере увеличения степени окисления хлора устойчивость анионов возрастает. Это можно объяснить тем, что при переходе от ClO^- к ClO_4^- увеличивается число электронов, принимающих участие в образовании связей. Особо устойчив ион ClO_4^-, в котором все валентные электроны атома хлора принимают участие в образовании связей:



По этой же причине высоко устойчивы тетраэдрические молекула ClO_3F и ион $[ClO_3F]^{2-}$.

Полагают, что в ряду ClO^- — ClO_2^- — ClO_3^- — ClO_4^- возрастает роль π-связывания. Так, если в ClO^- порядок связи равен 1, то в ионе ClO_4^- он составляет 1,5. Повышение порядка связи ClO соответствует увеличению средней энергии связи, уменьшает межъядерное расстояние и повышает силовую постоянную. Так, d_{ClO} в ClO^- составляет 0,170 нм, в ClO_4^- — 1,145 нм, а силовые постоянные k равны 3,9 и 8,2. Характеристика связи ClO рассматриваемых ионов приведена в табл. 32.

Таблица 32

Характеристика связи ClO в анионах $[ClO_n]^-$

Анионный комплекс	Характеристика связи		
	длина, нм	энергия, кДж/моль	валентный угол OClO
ClO^-	0,170	209	—
ClO_2^-	0,164	244,5	111°
ClO_3^-	0,157	243,7	106°
ClO_4^-	0,145	363,5	109°28′

Вследствие повышения устойчивости в ряду $ClO^- — ClO_2^- — ClO_3^- — ClO_4^-$ уменьшается окислительная активность. Так, гипохлориты вступают в окислительно-восстановительное взаимодействие в любой среде. Хлораты в растворах окисляют только в сильно кислой среде:

$$ClO_3^- + I^- + H_2O \rightarrow \text{реакция не идет}$$

$$ClO_3^- + 6I^- + 6H^+ = Cl^- + 3I_2 + 3H_2O$$

Окислительная же способность иона ClO_4^- в растворах практически не проявляется.

Деформация (возбуждение) анионов может происходить также при достаточно сильном нагревании. Поэтому триоксохлораты (V) в расплавах ведут себя как сильные окислители даже в щелочной среде:

$$\overset{+5}{K}\overset{+5}{Cl}O_3 + 3\overset{+4}{Mn}O_2 + 6NaOH \xrightarrow[\text{сплавление}]{} \overset{-1}{K}Cl + 3Na_2\overset{+6}{Mn}O_4 + 3H_2O$$

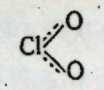
По мере увеличения степени окисления хлора в ряду $HClO — HClO_2 — HClO_3 — HClO_4$ сила кислот возрастает:

	HClO	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
pK	7,3	1,97	~ —1	~ —10

Этот факт можно объяснить тем, что по мере увеличения числа атомов кислорода в ряду $ClO^- — ClO_2^- — ClO_3^- — ClO_4^-$ прочность связи O — H с определенным атомом кислорода ослабевает (см. также с. 184).

Соединения хлора (II), (IV) и (VI). Можно считать, что степень окисления +2, +4 и +6 хлор проявляет в следующих оксидах: Cl_2O_4, ClO_2, ClO_3, Cl_2O_6.

В обычных условиях диоксид хлора ClO_2 — зеленовато-желтый газ (т. пл. —59°C, т. кип. 9,9°C) с резким запахом. Это — эндотермическое соединение ($\Delta H^0_f = +105$ кДж/моль). Молекула ClO_2 имеет угловую форму ($\angle OClO = 118°$, $d_{ClO} = 0{,}148$ нм), поэтому она полярна ($\mu = 0{,}56 \times 10^{-29}$ Кл·м):



Молекула парамагнитна, так как имеет нечетное число элементов*.

Таким образом, ClO_2 — валентно-ненасыщенное соединение; в нем заложена тенденция к присоединению или потере одного электрона:

$$\overset{+4}{Cl}O_2 + e^- = \overset{+3}{Cl}O_2^-; \quad \overset{+4}{Cl}O_2 - e^- = \overset{+5}{Cl}O_2^+$$

Наиболее отчетливо проявляется первая тенденция (сродство к электрону ClO_2 равно 3,43 эВ); ClO_2 — сильный окислитель, например, окисляет в щелочной среде:

$$PbO + 2\overset{-4}{Cl}O_2 + 2NaOH = PbO_2 + 2Na\overset{+3}{Cl}O_2 + H_2O$$

На этой реакции основан один из способов производства $NaClO_2$.

Отрыв электрона от ClO_2 (энергия ионизации 11,1 эВ) наблюдается в солеподобных соединениях иона $[ClO_2]^+$, например $(ClO_2)[BF_4]$, $(ClO_2)_2[SiF_6]$ и др.

Тенденция к присоединению и потере электрона легче всего реализуется при диспропорционировании ClO_2 в водных (в особенности в щелочных) растворах:

$$2\overset{+4}{Cl}O_2 + 2OH^- = \overset{+3}{Cl}O_2^- + \overset{+5}{Cl}O_3^- + H_2O$$

При этом образуются две кислоты (или две соли).

Диоксид хлора постепенно разлагается на свету. При небольшом нагревании, ударе или соприкосновении с горючими веществами ClO_2 разлагается со взрывом.

Один из технических методов получения ClO_2 основан на реакции восстановления $NaClO_3$ диоксидом серы в растворе серной кислоты при нагревании:

$$2NaClO_3 + SO_2 + H_2SO_4 = 2NaHSO_4 + 2ClO_2$$

Диоксид хлора применяется для отбелки бумажной массы и в качестве сильного окислителя в некоторых технологических процессах.

Оксид Cl_2O_4 получен сравнительно недавно (1970). Он имеет структуру хлората (VII) хлора (I) Cl—O—ClO_3. Это светло-желтая жидкость (т. кип. 44,5°C).

Триоксид хлора ClO_3 — неустойчивый короткоживущий радикал, обнаружен методом ЭПР.

Оксид Cl_2O_6 в обычных условиях — темно-красная маслообразная жидкость, замерзающая при +3°C. Полагают, что его молекула имеет несимметричную структуру $O_2\overset{+5}{Cl}—O—\overset{+7}{Cl}O_3$. В кристаллическом состоянии имеет ионное строение — построен из ионов ClO_2^+ и ClO_4^-. Получают его окислением ClO_2 озоном. При обычных температурах Cl_2O_6 постепенно разлагается. Энергично взаимодействует с водой, образуя за счет диспропорционирования хлорноватую и хлорную кислоты:

$$Cl_2O_6\left(\overset{+5}{Cl}O_2 — \overset{+7}{Cl}O_4^-\right) + HOH = H\overset{+5}{Cl}O_3 + H\overset{+7}{Cl}O_4$$

При соприкосновении с органическими веществами Cl_2O_6 взрывается.

---

* О строении молекул ClO_2, NO_2 см. рис. 158.

§ 4. Подгруппа брома

Бром Br, иод I и астат At, имея один непарный электрон (s^2p^5), проявляют большое сходство с типическими элементами. Но при высоких степенях окисления элементы подгруппы брома существенно отличаются от типических элементов.

Элементы подгруппы брома проявляют степени окисления —1, +1, +3, +5 и +7, из которых наиболее устойчивы —1 и +5.

Бром и его аналоги — неметаллические элементы. Но с увеличением числа заполняемых электронных слоев атомов неметаллические признаки элементов в ряду Br — I — At ослабевают. Об этом, в частности, свидетельствует уменьшение энергии ионизации и сродства к электрону. Иод и астат проявляют даже заметные признаки амфотерности.

Бром и иод — довольно распространенные на Земле элементы (см. с. 228). Природный бром состоит из двух стабильных изотопов ^{79}Br (50,56%) и ^{82}Br(49,44%), иод — из одного изотопа ^{127}I. Получены также искусственные изотопы. Астат в природе практически не встречается. Его получают искусственным путем, например бомбардировкой атомов висмута ядрами гелия:

$$^{209}_{83}Bi\ (\alpha,\ 2n)\ ^{211}_{85}At$$

Синтезировано около 20 радиоактивных изотопов астата. Все они имеют короткий период полураспада; самый долгоживущий из них ^{211}At ($T_{1/2}$ = 8,3 ч). Поэтому астат не может быть получен в заметных количествах и его свойства изучены недостаточно.

Бром обычно сопутствует хлору в его калийных минералах. Бром и иод встречаются в морской воде и нефтяных буровых водах, откуда их главным образом и добывают. Ничтожные количества астата обнаружены в продуктах естественного радиоактивного распада урана и тория.

Простые вещества. Некоторые сведения о простых веществах элементов подгруппы брома и типических элементов приведены ниже (для обычных условий):

	H	F	Cl	Br	I	At
Агрегатное состояние	газ	газ	газ	жидкость	твердый	твердый
Цвет	бесцветный	светло-зеленый	желто-зеленый	красно-коричневый	черно-фиолетовый	
Т. пл., °С	—259,1	—223	—100,98	—7,2	113,5	411
Т. кип., °С	—252,6	—187	—34,15	58,75	184,5	299
$d_{ЭЭ}$, нм	0,074	0,142	0,200	0,229	0,267	—
$k_{ЭЭ}$, Н/м	573	719	327	245	172	—
$\Delta H_{дисс.\ Э_2}$, кДж/моль	435	159	243	199	150,7	117
$K_{дисс.\ Э_2}$	$5{,}1\cdot10^{-10}$	$9{,}2\cdot10^{-3}$	$1{,}6\cdot10^{-7}$	$3{,}3\cdot10^{-5}$	$3{,}0\cdot10^{-3}$	—
E^0_{298} $Э_2+2e^-\rightleftarrows 2Э^-$, В	—2,23	2,87	1,36	1,07	0,54	—

Молекулы брома и его аналогов двухатомны. Как видно из приведенных данных, с увеличением в ряду $Br_2 — I_2 — At_2$ межъядерного расстояния $d_{ЭЭ}$ энергия диссоциации молекул $\Delta H_{дисс.Э_2}$ уменьшается, что объясняется уменьшением степени перекрывания связующих электронных облаков. В этом ряду увеличивается поляризуемость молекул, а следовательно, усиливается способность к межмолекулярному взаимодействию. Поэтому в ряду $Br_2 — I_2 — At_2$ возрастают температуры плавления и кипения. В обычных условиях бром — красно-коричневая жидкость, иод — черно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском, астат — твердое вещество металлического вида.

Растворимость галогенов в воде сравнительно мала. При охлаждении водных растворов выделяются кристаллогидраты клатратного типа $Э_2 \cdot 8H_2O$. Галогены лучше растворяются в органических растворителях (спирт, бензол, эфир, сероуглерод и др.). Этим пользуются для извлечения Br_2 и I_2 из различных смесей.

Бром и иод — достаточно сильные окислители, хотя и уступают по активности фтору и хлору. В ряду F — At снижается окислительная активность простых веществ. Так, изменение энергии Гиббса в реакциях взаимодействия галогенов с водородом

$$^1/_2 H_2 + {}^1/_2 Hal_2 = HHal$$

отвечает следующим значениям:

	HF	HCl	HBr	HI
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—272,99	—94,5	—53,5	1,75

Взаимодействие фтора с водородом протекает со взрывом даже на холоду, образование HBr из простых веществ происходит лишь при достаточном нагревании, а образование HI — при столь сильном нагревании, что значительная часть его термически разлагается. Об уменьшении окислительной активности молекул галогенов с увеличением порядкового номера элемента свидетельствует также сопоставление их стандартных электродных потенциалов.

Напротив, способность окисляться (т. е. восстановительная активность) в ряду $Br_2 — I_2 — At_2$ заметно повышается. Иод, например, окисляется концентрированной азотной кислотой:

$$3\overset{0}{I_2} + 10H\overset{+5}{N}O_3 = 6H\overset{+5}{I}O_3 + 10\overset{+2}{N}O + 2H_2O$$

Ослабление окислительной активности сказывается и на уменьшении склонности брома и иода к реакциям диспропорционирования. Так, константа гидролиза

$$\overset{0}{Э_2} + HOH \rightleftarrows H\overset{-1}{Э} + H\overset{+1}{Э}O$$

в ряду $Cl_2 — Br_2 — I_2$ заметно уменьшается: $3 \cdot 10^{-4}$, $4 \cdot 10^{-9}$ и $5 \cdot 10^{-23}$. Следовательно, равновесие реакции взаимодействия галогенов с водой при переходе от хлора к иоду все более смещается влево.

Окислительная способность брома и иода широко используется в различных синтезах и для анализа веществ. Иод применяется как антисептическое и кровоостанавливающее средство.

Бром и иод получают, окисляя бромиды и иодиды, например, по реакции

$$2NaЭ + MnO_2 + 2H_2SO_4 = Э_2 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$$

При получении брома в качестве окислителя часто используют хлор:

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$$

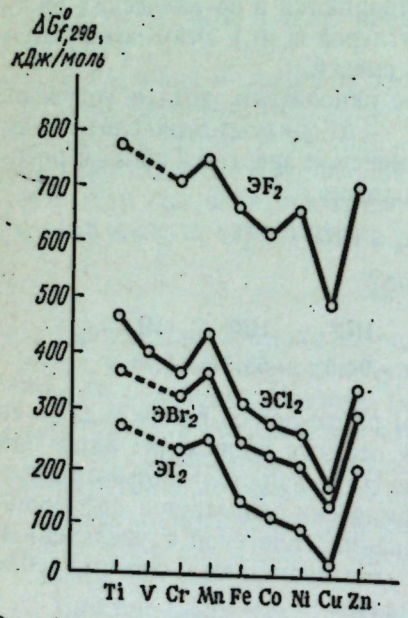


Рис. 144. Энергия Гиббса образования дигалидов 3d-элементов

Соединения со степенью окисления брома, иода и астата—1. Бром, иод и астат с менее электроотрицательными, чем они сами, элементами образуют *бромиды*, *иодиды* и *астатиды*. Связь Э — Hal в ряду фторид — хлорид — бромид — иодид — астатид для одного и того же элемента Э ослабевает и наблюдается общее уменьшение устойчивости соединений. Об этом, в частности, свидетельствует сравнение стандартных энтальпий и энергий Гиббса образования галидов одного и того же элемента (рис. 144).

В отличие от фторидов бромиды и иодиды известны главным образом для элементов низких степеней окисления. Например, фториды и хлориды известны для всех степеней окисления урана (UCl_3, UCl_4, UCl_5, UCl_6), тогда как бромиды и иодиды известны лишь для U (III) и U(IV) (UBr_3, UBr_4 и UI_3, UI_4).

Как фториды и хлориды, бромиды и иодиды могут быть ионными, ионно-ковалентными и ковалентными соединениями. Преимущественно ионными являются бромиды и иодиды щелочных и щелочноземельных металлов, тогда как бромиды и иодиды неметаллических элементов преимущественно ковалентные. В ряду галидов одного и того же элемента с повышением степени его окисления усиливается ковалентный характер связи.

Большинство бромидов и иодидов хорошо растворимо в воде. Исключение, как и в случае хлоридов, составляют AgЭ, AuЭ, CuЭ, $PbЭ_2$ и некоторые другие. Растворимость в воде ионных галидов изменяется следующим образом: иодид > бромид > хлорид > фторид. Понижение растворимости в этом ряду объясняется тем, что фактором, определяющим растворимость, является энергия кристаллической решетки, которая с уменьшением ионного радиуса галогена возрастает. Этот порядок соблюдается у галидов щелочных и щелочноземельных металлов и лантаноидов. В последних двух случаях фториды практически нерастворимы. Для галидов, в кристаллах которых в достаточной мере проявляется ковалентная связь, растворимость фторида может оказаться большой, а растворимость иодида малой, как, например, в случае Ag (I) и Hg (II).

Подобно гидридам, фторидам и хлоридам, бромиды и иодиды в зависимости от природы элемента в положительной степени окисления могут быть основными (галиды щелочных и щелочноземельных металлов) и кислотными (галиды неметаллических элементов). Примеры бромидов и иодидов разной химической природы и их поведение при гидролизе приведены ниже:

$$KBr + HOH \rightleftarrows \text{реакция практически не идет}$$

$$NaI + HOH \rightleftarrows \text{то же}$$

основный

$$BBr_3 + 3HOH = H_3BO_3 + 3HBr$$

$$PI_3 + 3HOH = H_3PO_3 + 3HI$$

кислотный

Различие в химической природе бромидов и иодидов проявляется также в реакциях типа

$$KBr + AlBr_3 = K[AlBr_4]$$

$$2KI + HgI_2 = K_2[HgI_4]$$

основный кислотный

Такие реакции между бромидами или иодидами протекают реже, чем между соответствующими фторидами или хлоридами, к тому же высшие координационные числа комплексообразователей обычно не достигаются.

Некоторые константы бромида и иодида водорода, а также фторида водорода приведены ниже:

	HF	HCl	HBr	HI
ΔH^0_f, кДж/моль	—268,61	—92,30	—35,98	+25,94
ΔG^0_f, кДж/моль	—272,99	—94,5	—53,4	+1,78
d_{HHal}, нм	0,092	0,128	0,141	0,160
k_{HHal}, Н/м	966	516	412	314
E_{HHal}, кДж/моль	565	431	364	297
$\mu \cdot 10^{30}$, Кл·м	0,640	0,347	0,263	0,127
Т. пл., °С	—83	—114,2	—88	—50,8
Т. кип., °С	19,5	—84,9	—66,7	— 35,8
$K_{иониз}$	$6{,}61 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^7$	$1 \cdot 10^9$	$1 \cdot 60^{11}$

Молекулы HHal полярны: в ряду HF — HCl — HBr — HI электрический момент диполя уменьшается, но поляризуемость молекул увеличивается. Поэтому в ряду HCl — HBr — HI температуры плавления и кипения галидов водорода повышаются (см. рис. 142). В обычных условиях бромид и иодид водорода — газы. Они очень хорошо растворимы в воде. Как видно из приведенных данных, их растворы — сильные кислоты (называемые соответственно *бромистоводородной* и *иодистоводородной*). В ряду HF — HCl — HBr — HI сила кислот увеличивается, что в основном определяется уменьшением в этом ряду прочности связи H — Hal. Особо прочная связь в молекуле HF, поэтому плавиковая кислота значительно слабее других галогеноводородных кислот.

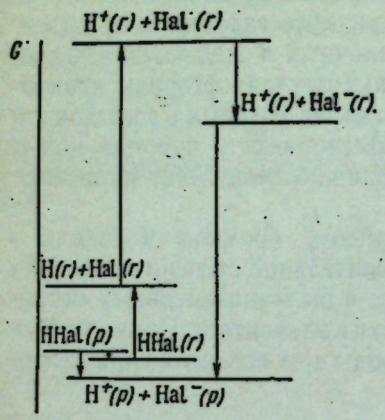


Рис. 145. Диаграмма для расчета энергии Гиббса процесса HHal(p) = H⁺(p) + Hal(p) (Hal = Cl, Br, I)

Для расчета энтальпии и энергии Гиббса ионизации галогеноводородных кислот можно воспользоваться термохимическим циклом (рис. 145, табл. 33), который включает следующие процессы: 1) дегидратация молекулы HHal, 2) распад молекул HHal на атомы, 3) превращение атомов H и Hal соответственно в ионы H^+ и Hal^-, 4) гидратация ионов H^+ и Hal^-.

Таблица 33

Данные для расчета ΔG^0_{298} ионизации галогеноводородных кислот в водном растворе

Процесс	ΔG^0_{298}, кДж/моль			
	HF	HCl	HBr	HI
HHal(p) = HHal(r)	24	—4	—4	—4
HHal (r) = H (r)+Hal (r)	537	405	340	269
H (r)=H^+ (r) + e^-	1324	1324	1324	1324
Hal (r) + e^- = Hal^- (r)	—349	—368	—344	—316
H^+ (r) + Hal^- (r) = H^+(p) + Hal^-(p)	—1518	—1398	—1368	—1334
HHal (p) = H^+ (p) + Hal^- (p)	18	—41	—52	—61

Согласно данным табл. 33 и в согласии с $\Delta G^0 = -RT\ln K$ процесс

$$HHal\ (p) \rightleftarrows H^+\ (p) + Hal^-\ (p)$$

характеризуется следующими значениями $pK_{иониз}$:

	HF	HCl	HBr	HI
$pK_{иониз}$	3,1	—7,1	—9,1	—10,7

Как видно из табл. 33, различие в значениях $\Delta G^0_{иониз}$, а следовательно, и $pK_{иониз}$ определяется в наибольшей степени ΔG^0 процесса распада молекул HHal на атомы.

С увеличением межъядерного расстояния и уменьшением энергии связи в ряду HF — HCl — HB — HI устойчивость молекул снижается. В этом же ряду возрастает восстановительная активность. Например, для реакции

$$2\overset{-1}{H}\overset{}{Hal}\ (г) + H_2\overset{+6}{S}O_4\ (ж) = \overset{0}{Hal_2}\ (г) + \overset{+4}{S}O_2\ (г) + 2H_2O\ (ж)$$

изменение энергии Гиббса соответствует значениям:

	HF	HCl	HBr	HI
ΔG^0_{298}, кДж/моль	456	105	25	—68

Отсюда следует, что HF и HCl с H_2SO_4 не реагируют, а HI вступает в окислительно-восстановительное взаимодействие. Так же галогеноводороды относятся к концентрированной серной кислоте: HF и HCl с концентрированной H_2SO_4 не взаимодействуют, HBr восстанавливает H_2SO_4 при нагревании до SO_2, а HI — до H_2S:

$$8\overset{-1}{H}\overset{}{I}\ (г) + H_2\overset{+6}{S}O_4\ (ж) = 4\overset{0}{I_2}\ (т) + H_2\overset{-2}{S}\ (г) + 4H_2O\ (ж),$$

$$\Delta G^0_{298} = -31\ кДж/моль.$$

Поэтому HBr и HI действием серной кислоты на их соли не получают. В отличие от фторида и хлорида водорода бромид и иодид водорода обычно получают гидролитическим разложением бромидов и иодидов фосфора.

Соединения брома (I), иода (I) и астата (I). Степень окисления +1 у брома и его аналогов проявляется в соединениях с более электроотрицательными галогенами и кислородом, например:

BrF	BrCl	Br_2O	IF	ICl	IBr	—
BrF_2^-	$BrCl_2^-$	BrO^-	IF_2^-	ICl_2^-	IBr_2^-	IO^-

Соединения брома (I)

BrF — газ красного цвета, т. пл. —33°C, т. кип. +20°C

BrCl — газ желтого цвета, т. пл. —54°C, т. кип. 5°C (разл.)

Br_2O — красно-коричневая жидкость, т. пл. —17°C

Соединение иода (I)

IF — обнаружен только спектроскопически

ICl — твердое вещество красного цвета, т. пл. 27°C, т. кип. 97°C (разл.)

IBr — твердое вещество серого цвета, т. пл. 42°C, т. кип. 119°C (разл.)

Бинарные соединения брома (I) и иода (I), кроме Br_2O, образуются при непосредственном взаимодействии простых веществ. За исключением ICl ($\Delta H^0_{298} = -12$ кДж/моль), они очень неустойчивы.

По химической природе бинарные соединения брома (I) и иода (I) кислотные. Об этом, в частности, свидетельствует их отношение к воде:

$$Br_2O + HOH = 2HBrO; \qquad ICl + HOH = HIO + HCl$$

Кислотная природа соединений проявляется также при их взаимодействии с однотипными производными щелочных и щелочноземельных металлов, например:

$$KCl + ICl = \underset{\text{дихлороиодат (I)}}{K[ICl_2]}; \qquad CsI + AtI = \underset{\text{дииодоастат (I)}}{Cs[AtI_2]}$$

Иодиды щелочных металлов очень склонны в растворах присоединять молекулы галогенов с образованием *полигалидов*. Одну из таких реакций можно формально рассматривать как взаимодействие основного иодида щелочного металла с кислотным иодидом иода (I) $\overset{+1}{I}\,I$:

$$\overset{-1}{K}I + \overset{+1}{I}\,I = \underset{\text{диподоиодат (I)}}{K[\overset{+1-1}{I}\,I_2]}; \qquad I^-\,(aq) + I_2\,(aq) = I_3^-\,(aq)$$

Ионы $[ICl_2]^-$, $(IBr_2]^-$, $[II_2]^-$, $[BrBr_2]^-$, $[BrCl_2]^-$ имеют линейную структуру. Центральные атомы комплексов несут положительный, а периферические — отрицательный эффективный заряд. Например, в ионе $[ICl_2]^-$ $\delta_I = 0{,}11+$, $\delta_{Cl} = 0{,}55-$, в ионе $[II_2]^-$ эффективный заряд периферических атомов иода равен 0,5—. Известны также соединения, содержащие ионы типа $[I(BrCl)]^-$, $[Br(BrCl)]^-$ и др.

Согласно теории молекулярных орбиталей строение рассматриваемых ионов объясняется образованием молекулярных орбиталей при комбинации трех атомных p_x-орбиталей (см. рис. 139).

Кроме бинарных соединений у брома (I) и иода (I) известны также ковалентные неустойчивые соединения типа $BrNO_3$, INO_3, $IClO_3$. Последние имеют желтый цвет, образуются по реакции диспропорционирования иода и брома в неводных (например, эфирных) растворах в присутствии солей серебра:

$$I_2 + AgNO_3 = AgI + INO_3$$

Гидролиз нитратов, хлоратов и им подобных соединений брома (I) и иода (I) свидетельствует об их кислотном характере, например:

$$IClO_4 + HOH = HIO + HClO_4$$

Об этом же свидетельствует их отношение к основным соединениям например:

$$KNO_3 + INO_3 = K[I(NO_3)_2]$$

Производные $ЭO^-$ (*гипобромиты* и *гипоиодиты*) по свойствам и способам получения подобны гипохлоритам. При нагревании они легко диспропорционируют:

$$3\overset{+1}{K}\overset{+1}{Э}O = 2\overset{-1}{K}Э + \overset{+5}{K}ЭO_3$$

или распадаются, выделяя кислород:

$$2\overset{+1}{K}\overset{-2}{Э}O = 2\overset{-1}{K}Э + \overset{0}{O_2}$$

Оксобромат (I) HBrO и оксоиодат (I) водорода HIO известны только в разбавленных водных растворах. Их растворы, подобно HClO, — слабые кислоты — *бромноватистая* и *иодноватистая*. Как и HClO, при нагревании и на свету они разлагаются:

$$HЭO\ (р) = HЭ\ (р) + {}^1/_2\ O_2\ (г)$$

Изменение ΔG^0_{298} в этом процессе для HClO составляет —51,4, для HBrO равно —5,2, и для HIO +54,5 кДж/моль. Это отвечает росту относительной устойчивости в ряду HClO — HBrO — HIO.

Производные брома (I) и иода (I) — сильные окислители.

Соединения брома (III) и иода (III). Степень окисления +3 брома и иода проявляется в тригалидах и отвечающих им анионных комплексах:

BrF_3	IF_3	ICl_3
$[BrF_4]^-$	$[IF_4]^-$ (?)	$[ICl_4]^-$

Оксиды Э (III) неизвестны, а отвечающие им анионы BrO_2^- и IO_2^- неустойчивы и легко диспропорционируют.

Для иода (III) известны устойчивые желтые $I(ClO_4)_3$, $I(NO_3)_3$, $I(IO_3)_3$ и др.

Молекулы тригалидов по структуре аналогичны молекуле ClF_3 (см. рис. 140), т. е. имеют Т-образное строение. Тригалиды брома и иода (кроме жидкого BrF_3) — твердые легкоплавкие вещества. Это кислотные соединения с некоторыми признаками амфотерности. Их гидролиз сопровождается диспропорционированием, например:

$$\begin{gathered} BrF_3 + 2HOH = HBrO_2 + 3HF \\ 3HBrO_2 = 2HBrO_3 + HBr \\ \hline \overset{+3}{Br}F_3 + 6HOH = 2\overset{+5}{Br}O_3 + 9HF + \overset{-1}{Br}H \end{gathered}$$

Аналогично гидролизуются соединения типа $I(NO_3)_3$:

$$I(NO_3)_3 + 6HOH = 2HIO_3 + 9HNO_3 + HI$$

О кислотной природе галидов Br(III) и I (III) свидетельствует также наличие производных комплексов $[BrF_4]^-$ и $[ICl_4]^-$. Например, образование тетрахлориодата (III) калия можно представить уравнением реакции

$$KCl + ICl_3 = K[ICl_4]$$

Тетрагалогеногалогенат(III)-комплексы $[ЭHal_4]^-$ имеют квадратную форму (см. рис. 51, *к*). Четыре связи расположены по осям квадрата, а две несвязывающие электронные пары располагаются над и под плоскостью распределения связей. Согласно теории молекулярных орбиталей квадратное строение тетрагалогеногалогенат(III)-комплексов отвечает двум взаимно перпендикулярным трехцентровым связям Hal—Э—Hal.

Центральные атомы комплексов $[ЭHal_4]^-$ имеют положительный заряд, а периферические — отрицательный. Например, в ионе $[ICl_4]^-$ $\delta_I = 1{,}07$, а $\delta_{Cl} = 0{,}52$.

В жидком состоянии галиды Br (III) и I (III) частично ионизированы, например:

$$\underset{\text{донор}}{BrF_3} + \underset{\text{акцептор}}{BrF_3} \rightleftarrows BrF_2^+ + BrF_4^-$$

Подобный тип ионизации свидетельствует об амфотерности — молекулы BrF_3 могут выступать и как акцепторы, и как доноры F^--ионов. Так, BrF_3 (т. пл. 7,9°C, т. кип. 126°C) с основными фторидами образует фторобромматы (III):

$$KF + \underset{\text{акцептор}}{BrF_3} = K[BrF_4]$$

а с более кислотными, чем он сам, фторидами — производные катионного дифторобромил(III)-комплекса BrF_2^+:

$$\underset{\text{донор}}{BrF_3} + SbF_5 = [BrF_2][SbF_6]$$

Указанная особенность тригалидов определяет их использование в качестве неводных растворителей для проведения соответствующих синтезов. Трифторид брома применяется как фторирующий агент.

Известны также производные катионного *оксоиодил*(III)-комплекса IO^+, например $(IO)_2SO_4$ и $(IO)NO_3$, являющиеся солеподобными желтыми кристаллическими веществами.

Производные брома (III) и иода (III) — сильные окислители.

Соединения брома (V) и иода (V). Бром и иод проявляют степень окисления +5 в следующих соединениях и отвечающих им анионах:

BrF_5	BrO_2F	—
$[BrF_6]^-$	—	$[BrO_3]^-$
IF_5	IO_2F	I_2O_5
$[IF_6]^-$	$[IO_2F_2]^-$	$[IO_3]^-$

Фториды, оксиды и оксофториды брома (V) и иода (V) бесцветны; BrI_5 (т. пл. —62°C), IF_5 (т. пл. 9,6°C) и BrO_2F (т. пл. —9°C) — жидкости, а I_2O_5 и IO_2F — твердые вещества. В отличие от производных брома (V) соединения иода (V) достаточно устойчивы. Например, I_2O_5 и IO_2F начинают разлагаться лишь выше 300°C. Рассматриваемые соединения более или менее энергично взаимодействуют с водой, образуя кислоты:

$$I_2O_5 + H_2O = 2HIO_3$$

$$BrF_5 + 3H_2O = HBrO_3 + 5HF$$

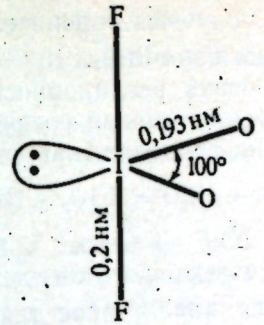
$$IO_2F + H_2O = HIO_3 + HF$$

С основными соединениями они дают соответствующие соли, например:

$$KF + IF_5 = K[IF_6]$$

$$6KOH + IF_5 = K[IO_3] + 5KF + 3H_2O$$

Производные $[IO_2F_2]^-$-комплекса



образуются при взаимодействии триоксоиодатов (V) с концентрированной плавиковой кислотой:

$$KIO_3 + 2HF = K[IO_2F_2] + H_2O$$

Производные $[EO_3]^-$ называются *броматами* и *иодатами*. Анионы $[EO_3]^-$ весьма устойчивы, поэтому именно их производные обычно образуются в водных растворах при действии на соединения брома, иода и астата сильных окислителей:

$$\overset{0}{Br_2} + 5Cl_2 + 6H_2O = 2H\overset{+5}{Br}O_3 + 10HCl$$

$$2\overset{0}{At} + 5HClO + H_2O = 2H\overset{+5}{At}O_3 + 5HCl$$

$HBrO_3$ и HIO_3 в водных растворах являются кислотами — *бромноватой* и *иодноватой*. В ряду $HClO_3$ — $HBrO_3$ — HIO_3 кислотные свойства несколько ослабевают, а устойчивость, наоборот, повышается. Так, если $HClO_3$ существует только в растворе, то HIO_3 можно выделить в свободном состоянии. Твердый триоксоиодат (V) водорода — бесцветные кристаллы (т. пл. 110°C). Его можно выделить действием на иодаты серной кислотой. При нагревании HIO_3 получается I_2O_5.

Иодаты других элементов также значительно устойчивее соответствующих хлоратов и броматов. В частности, некоторые из иодатов встречаются в природе: KIO_3 — как примесь к чилийской селитре, $NaIO_3$ — в виде самостоятельного минерала *лаутарита*.

При сильном нагревании броматы и иодаты разлагаются, выделяя кислород.

Соединения брома (VII) и иода (VII). В ряду соединений Cl(VII)—Br (VII) — I (VII) отчетливо проявляется внутренняя периодичность (см. с. 267). В отличие от Cl и I степень окисления +7 для Br не характерна. В высшей степени окисления для иода известны гептафторид IF_7, триоксофторид IO_3F и производные тетраоксоиодат- $[IO_4]^-$ и гексаоксоиодат- $[IO_6]^{5-}$ анионов:

IF_7	IO_3F	—
—	—	IO_6^{5-}

Соединения брома (VII) получены сравнительно недавно. Это гептафторид BrF_7 и производные иона BrO_4^-.

Гептафториды $ЭF_7$ — очень реакционноспособные газы. По химической природе являются кислотными соединениями. Об этом свидетельствует, в частности, их гидролиз, например:

$$IF_7 + 6H_2O = H_5IO_6 + 7HI$$

Триоксофторид иода IO_3F — белое кристаллическое вещество, разлагается выше 90°С с частичным отщеплением кислорода.

В IO_6^{5-}-ионе достигается характерное для элементов 5-го периода координационное число по кислороду, равное шести, поэтому он устойчив. Ион IO_6^{5-} имеет форму октаэдра с атомом иода в центре (d_{IO} = = 0,185 нм).

Гексаоксоиодат (VII) водорода H_5IO_6 — бесцветное кристаллическое вещество (т. пл. 122°С), растворимое в воде. Кислотные свойства H_5IO_6 (*иодная кислота*)* выражены несравненно слабее ($K_1 = 2{,}8 \times \times 10^{-2}$, $K_3 = 2{,}5 \cdot 10^{-13}$), чем $HClO_4$. При нейтрализации иодной кислоты обычно выделяются кислые соли. Гексаоксоиодаты (VII) (*периодаты*) получают из иодатов (V) либо по реакции диспропорционирования

$$5Ba\left(\overset{+5}{I}O_3\right)_2 = Ba_5\left(\overset{+7}{I}O_6\right)_2 + 4\overset{0}{I}_2 + 9O_2$$

либо окислением хлором в щелочной среде

$$K\overset{+5}{I}O_3 + Cl_2 + 6KOH = K_5\overset{+7}{I}O_6 + 2KCl + 3H_2O$$

либо электролитическим путем.

Гексаоксоиодат (VII) водорода получают действием серной кислоты на гексаоксоиодат (VII) бария:

$$Ba_5(IO_6)_2 + 5H_2SO_4 = 5BaSO_4\downarrow + 2H_5IO_6$$

Тетраоксоброматы (VII) (*перброматы*) образуются при окислении триоксобромата (V) в щелочной среде, например, фтором:

$$Na\overset{+5}{B}rO_3 + F_2 + 2NaOH = Na\overset{+7}{B}rO_4 + 2NaF + H_2O$$

В свободном состоянии $HBrO_4$ не выделен, получены его водные растворы. По силе *бромная* кислота приближается к хлорной. По окислительной активности она сильнее хлорной и иодной кислот.

Соединения брома и иода в основном применяются в производстве лекарств, для различных синтезов и в химическом анализе.

* Относится к кислотам типа $ЭO(OH)_n$ (см. табл. 21), а $HClO_4$ — к кислотам типа $ЭO_3(OH)_n$.

Глава 3

p-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

К *p*-элементам VI группы относятся типические элементы — кислород O, сера S и элементы подгруппы селена — селен Se, теллур Te, полоний Po:

O	$1s^2 2s^2 2p^4$
S	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Se	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
Te	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
Po	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 6s^2 6p^4$

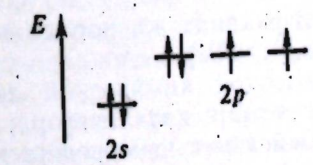
Некоторые сведения об этих элементах приведены ниже:

	$_8$O	$_{16}$S	$_{34}$Se	$_{52}$Te	$_{84}$Po
Атомная масса	15,9994	32,064	78,96	127,60	[210]
Валентные электроны	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
Ковалентный радиус атома, нм	0,073	0,104	0,117	0,137	—
Металлический радиус атома, нм	—	—	0,16	0,17	0,17
Условный радиус иона $Э^{2-}$, нм	0,136	0,182	0,193	0,211	—
Условный радиус иона $Э^{6+}$, нм	—	(0,029)	0,035	(0,056)	—
Энергия ионизации $Э^0 — Э^+$, эВ	13,618	10,360	9,752	9,01	8,43
Сродство к электрону, эВ	1,47	2,08	2,02	~2	1,35
Содержание в земной коре, мол. доли, %	58,0	0,03	$1{,}5 \cdot 10^{-5}$	$1{,}3 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-15}$

Как видно из приведенных данных, в ряду O — S — Se — Te — Po уменьшаются энергии ионизации, увеличиваются размеры атомов и ионов. Это ослабляет неметаллические признаки элементов: кислород — элемент-неметалл, полоний — элемент-металл.

§ 1. Кислород

Электронная конфигурация невозбужденного атома кислорода $1s^2 2s^2 2p^4$:



Подобно фтору, кислород образует соединения почти со всеми элементами (кроме гелия, неона и аргона). Поскольку по электроотрицательности кислород уступает только фтору, степень окисления кислорода в подавляющем большинстве соединений равна —2. Кроме того, кислород проявляет степени окисления +2 и +4, а также +1 и —1 в соединениях со связью O—O.

Кислород — самый распространенный элемент (58,0 мол. доли) на Земле. Состоит из трех стабильных изотопов: ^{16}O (99,759%), ^{17}O

(0,037%) и ^{18}O (0,204%). Искусственно получены также изотопы ^{14}O, ^{15}O и ^{19}O, период полураспада которых исчисляется десятками секунд.

Вследствие количественного преобладания и большой окислительной активности кислород предопределяет форму существования на Земле всех остальных элементов. Его значение было особенно велико в период образования земной коры. Предполагается, что наличие кислорода в атмосфере обусловлено вторичными процессами — деятельностью зеленых растений.

Простые вещества. Наиболее устойчива двухатомная молекула кислорода O_2. Как показывают магнитные исследования, она парамагнитна. При этом величина ее парамагнетизма отвечает наличию двух непарных электронов:

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_{y,z}^{св})^4(\pi_y^{p\ зр})^1(\pi_z^{разр})^1.$$

В молекуле O_2 на 8 связывающих электронов приходится 4 разрыхляющих, поэтому порядок связи в ней равен двум. Учитывая парамагнетизм и порядок связи, строение молекулы O_2 можно передать структурными формулами*:

$$:O\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{=}}O: \quad \text{или} \quad :\dot{O}\equiv\dot{O}:$$

Вследствие кратности связи межатомное расстояние в O_2 (0,1207 нм) меньше длины одинарной связи O — O (0,148 нм). По этой же причине молекула O_2 весьма устойчива, ее энергия диссоциации равна 494 кДж/моль ($k = 1140$ Н/м), в то время как энергия одинарной связи O — O всего 210 кДж/моль ($k = 380$ Н/м). Диссоциация молекул O_2 на атомы становится заметной лишь при 2000°C; она имеет место также при поглощении ультрафиолетового излучения (фотолиз).

Температуры плавления (—218,9°C) и кипения (—183°C) кислорода очень низкие. Он плохо растворяется в воде (5 объемов O_2 в 100 объемах H_2O при 0°C). Жидкий и твердый кислород притягивается магнитом.

Аллотропическую модификацию кислорода — *озон* O_3 можно рассматривать как соединение O (IV).

Кислород обладает высокой химической активностью, особенно при нагревании и в присутствии катализатора; с большинством простых веществ он взаимодействует непосредственно, образуя оксиды; лишь по отношению к фтору проявляет восстановительные свойства.

Кислород получают ректификацией жидкого воздуха, а также как побочный продукт при электролизе воды. В лаборатории для его получения используют термическое разложение богатых кислородом соединений ($KMnO_4$, $KClO_3$ и др.).

* Тремя точками обозначены связи, обусловленные двумя $\pi^{св.}$ и одним $\pi^{разр}$-электроном, что отвечает порядку связи 0,5. Во второй формуле непарные точки означают $\pi^{разр}$-электроны. При возбуждении молекул O_2 становится диамагнитной. Этому состоянию отвечает структурная формула $:\ddot{O}=\ddot{O}:$

Соединения со степенью окисления кислорода —2. Как уже указывалось, образование двух- и многозарядных одноатомных анионов $Э^{n-}$ энергетически невыгодно (см. с. 36). Поэтому не существует соединений, содержащих ион O^{2-}. Даже в кристаллических оксидах наиболее активных металлических элементов типа Na_2O и CaO эффективный заряд атома кислорода составляет всего около 1—.

Как и для других *p*-элементов 2-го периода, максимальная валентность (число двухэлектронных двухцентровых связей) кислорода равна четырем. При этом атомы кислорода могут находиться в состоянии sp^3-, sp^2- и *sp*-гибридизации, что соответствует тетраэдрическому, треугольному и линейному расположению σ-связей. В качестве примера соединений, в которых проявляются эти гибридные состояния орбиталей кислорода, можно указать соответственно кристаллические BeO (см. рис. 69, *в*), TiO_2 (см. рис. 70, *б*) и SiO_2 (см. рис. 70, *в*).

Весьма разнообразны также оксиды, в которых координационное число кислорода превышает значение его максимальной валентности, т. е. больше четырех. Например, в кристалле MgO координационное число кислорода равно шести, а в кристалле Na_2O восьми. Согласно теории молекулярных орбиталей это обусловлено тем, что в кристалле MgO (структурный тип NaCl) каждый атом O (за счет $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей) объединяется с шестью соседними атомами Mg посредством трех трехцентровых связей. Аналогично построены кристаллические MnO, FeO, CoO, NiO и другие оксиды со структурой типа NaCl.

В оксидах типа Na_2O (K_2O, Rb_2O, Li_2O) атомы кислорода (за счет 2*s*, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей) с восемью соседними атомами металла объединяются посредством четырех трехцентровых связей.

Состав кристаллических оксидов (в особенности *d*-элементов) в большей или меньшей степени переменный. Так, для MnO он изменяется в пределах от MnO до $MnO_{1,5}$, а для MnO_3 — от $MnO_{1,5}$ до $MnO_{1,6}$. Если в оксидах содержание кислорода выше стехиометрического, они проявляют дырочную проводимость, а если содержание металла выше стехиометрического, то электронную. Полупроводниками с дырочной проводимостью являются MnO, Cu_2O, FeO и др. Ряд оксидов, состав которых не подчиняется обычным правилам степеней окисления (например, Cr_3O, Ti_6O, Ti_3O), — металлические соединения.

Важнейшим из оксидов является оксид водорода — вода. Достаточно сказать, что она составляет 50—99% массы любого живого существа. Кровь человека содержит более $^4/_5$ воды, мускулы — 35% воды. При средней продолжительности жизни (70 лет) человек выпивает около 25 т воды.

Как указывалось (см. рис. 50), молекула воды имеет угловую форму, что согласно теории валентных связей соответствует sp^3-гибридному состоянию атома кислорода. В молекуле H_2O две sp^3-гибридные орбитали атома кислорода участвуют в образовании двух связей O — H. На двух других sp^3-гибридных орбиталях расположены две несвязывающие электронные пары (см. рис. 50). Валентный угол в молекуле воды ∠HOH составляет 104,5°.

В рамках теории молекулярных орбиталей рассмотренная модель молекулы воды соответствует распределению восьми валентных электронов по двум связывающим и двум несвязывающим молекулярным орбиталям

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_x^{св})^2 (\sigma_z)^2 (\pi_y)^2$$

и наличию двух свободных разрыхляющих орбиталей (рис. 146). Такое объяснение подтверждается наличием у молекулы H_2O четырех первых потенциалов ионизации (27,3; 16,2; 14,5 и 12,6 эВ).

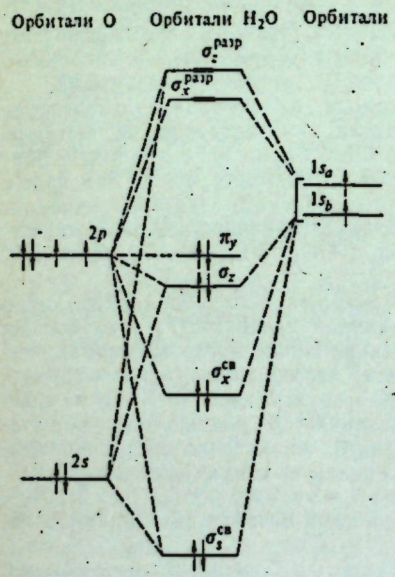
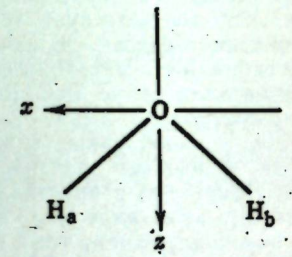


Рис. 146. Энергетическая диаграмма орбиталей молекулы H_2O

С позиций теории молекулярных орбиталей строение молекулы H_2O можно объяснить следующим образом. Взаимное расположение атомов водорода и кислорода в молекуле воды можно представить схемой:



Молекулярные орбитали H_2O образуются за счет 2*s*-, и 2*p*-орбиталей атома кислорода и 1*s*-орбиталей двух атомов водорода. Характер перекрывания этих орбиталей показан на рис. 147.

Перекрывание $2p_x$-орбитали атома кислорода и 1*s*-орбиталей двух атомов водорода приводит к возникновению молекулярных $\sigma_x^{св}$ - и $\sigma_x^{разр}$-орбиталей. Как видно из рис. 147, характер перекрывания 2*s*- и $2p_z$-орбиталей кислорода одинаков. В результате образуются три молекулярные орбитали: связывающая $\sigma_s^{св}$, почти несвязывающая σ_z и разрыхляющая $\sigma_z^{разр}$. Орбиталь $2p_y$, расположенная перпендикулярно плоскости расположения атомов H и O, с 1*s*-орбиталями атомов H не перекрывается и в молекуле H_2O играет роль несвязывающей молекулярной π_y-орбитали.

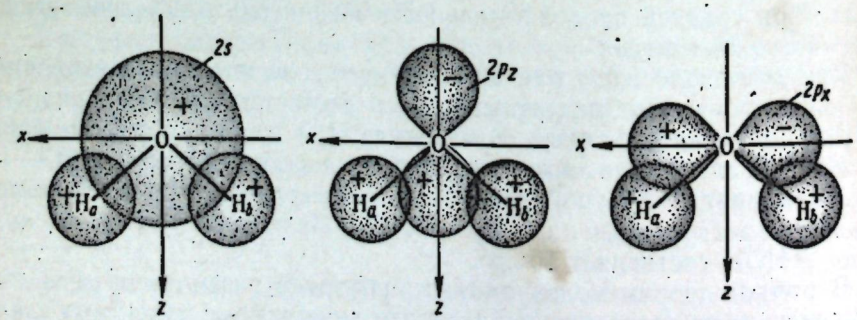


Рис. 147. Перекрывание 2*s*-, $2p_z$- и $2p_x$-орбиталей атома кислорода с 1*s*-орбиталями двух атомов водорода молекулы воды

Таким образом, комбинация исходных четырех атомных орбиталей кислорода и двух орбиталей атомов водорода приводит к образованию двух связывающих ($\sigma_s^{св}$ и $\sigma_x^{св}$), двух несвязывающих (σ_z и π_y) и двух разрыхляющих ($\sigma_x^{разр}$ и $\sigma_z^{разр}$) молекулярных орбиталей (см. рис. 146).

В соответствии с природой элемента в положительной степени окисления характер оксидов в периодах и группах периодической системы закономерно изменяется. В периодах уменьшается отрицательный эффективный заряд на атомах кислорода δ_0 и осуществляется постепенный переход от основных через амфотерные оксиды к кислотным, например:

	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Эффективный заряд δ_0	−0,81	−0,35	−0,31	−0,23	−0,13	−0,06	−0,01
Кислотно-основные свойства оксида	основные		амфотерный		кислотные		
	сильно	слабо		слабо	средне		сильно

Различие в свойствах оксидов разного типа проявляется при их взаимодействии с водой:

$$\underset{\text{основный}}{Na_2O} + H_2O = 2NaOH; \qquad 3H_2O + \underset{\text{кислотный}}{P_2O_5} = 2H_3PO_4$$

а также при взаимодействии оксидов разного типа друг с другом:

$$\underset{\text{основный}}{3CaO} + \underset{\text{кислотный}}{P_2O_5} = Ca_3(PO_4)_2$$

Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, но могут реагировать и с кислотами, и с щелочами:

$$\underset{\text{основный}}{Al_2O_3}\ (к) + 6HCl\ (р) + 9H_2O\ (ж) = 2\,[Al(OH_2)_6]\,Cl_3\ (р)$$

$$6NaOH\ (р) + \underset{\text{кислотный}}{Al_2O_3}\ (т) + 3H_2O\ (ж) = 2Na_3[Al(OH)_6]\ (р)$$

а при сплавлении — с основными и кислотными оксидами.

Сравнительную количественную оценку основно-кислотной активности оксидов можно дать на основании значений ΔG соответствующих однотипных реакций. Уменьшение отрицательного значения ΔG_{298}^0 в реакциях

$$Na_2O\ (к) + H_2O\ (ж) = 2NaOH\ (к), \quad \Delta G_{298}^0 = -147\ кДж/моль;$$

$$MgO\ (к) + H_2O\ (ж) = Mg(OH)_2\ (к), \quad \Delta G_{298}^0 = -27\ кДж/моль;$$

$$^1/_3\ Al_2O_3\ (к) + H_2O\ (ж) = {}^2/_3\ Al(OH)_3\ (к), \quad \Delta G_{298}^0 = +6\ кДж/моль$$

* См. примечание к с. 80.

свидетельствует об ослаблении в ряду Na_2O — MgO — Al_2O_3 их основных свойств, а также об их способности взаимодействовать с водой. В ряду P_2O_5 — SO_3 — Cl_2O_7

$$^1/_3\ P_2O_5\ (к) + H_2O\ (ж) = {}^2/_3\ H_3PO_4\ (к), \quad \Delta G^0_{298} = -52\ кДж/моль;$$

$$SO_3\ (к) + H_2O\ (ж) = H_2SO_4\ (ж), \quad \Delta G^0_{298} = -76\ кДж/моль;$$

$$Cl_2O_7\ (г) + H_2O\ (ж) = 2HClO_4\ (ж), \quad \Delta G^0_{298} = -331\ кДж/моль,$$

наоборот, наблюдается увеличение отрицательного значения ΔG^0_{298}, что свидетельствует об усилении у оксидов кислотных свойств.

Соединения перекисного типа. Сродство к электрону молекулы O_2 составляет 0,8 эВ, а ее энергия ионизации 12,08 эВ. При химических превращениях молекула O_2 может присоединять или терять электроны с образованием молекулярных ионов типа O_2^{2-}, O_2^- и O_2^+ (табл. 34).

Таблица 34

Энергия, длина и порядок связи молекулы O_2 и молекулярных ионов O_2^+, O_2^- и O_2^{2-}

Молекулярные орбитали	O_2^+ $[O{=}O]^+$	O_2 $[O{:}{:}O]$	O_2^- $[O{-}O]^-$	O_2^{2-} $[O\ O]^{2-}$
$\sigma_p^{разр}$	—	—	—	—
$\pi_p^{разр}$ $\pi_p^{разр}$	↑ —	↑ ↑	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓
$\pi_p^{св}$ $\pi_p^{св}$	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓
$\sigma_p^{св}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
$\sigma_s^{разр}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
$\sigma_s^{св}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
Порядок связи	2,5	2	1,5	1
Межъядерное расстояние, нм	0,112	0,1207	0,132	0,149
Энергия диссоциации, кДж/моль	642	494	394	210

Как видно из табл. 34, удаление электрона с $\pi^{разр}$-орбитали молекулы O_2 соответствует повышению порядка связи в O_2^+, а появление электронов на $\pi^{разр}$-орбитали приводит, наоборот, к уменьшению

порядка связи в молекулярных ионах O_2^{2-} и O_2^-. В соответствии с этим в ряду O_2^+ — O_2 — O_2^- — O_2^{2-} расстояние между атомами кислорода увеличивается, а средняя энергия связи уменьшается.

Присоединение одного электрона к молекуле O_2 вызывает образование *надпероксид*- иона O_2^-:

$$:O\overset{\cdot\cdot}{=}O: + e^- = \left[:\ddot{O}\overset{\cdot\cdot}{-}\ddot{O}:\right]^-, \quad \Delta H^0_{298} = \sim -84\ кДж/моль.$$

Производные радикала O_2^- называются *надпероксидами*; они известны для наиболее активных щелочных металлов (K, Rb, Cs). Надпероксиды образуются при прямом взаимодействии простых веществ: $K + O_2 = KO_2$.

Непарный электрон иона O_2^- обусловливает парамагнетизм надпероксидов и наличие у них окраски. Надпероксиды — очень сильные окислители. Они бурно реагируют с водой с выделением кислорода.

Присоединяя два электрона, молекула O_2 превращается в пероксид-ион O_2^{2-}, в котором атомы связаны одной двухэлектронной связью, и поэтому он диамагнитен:

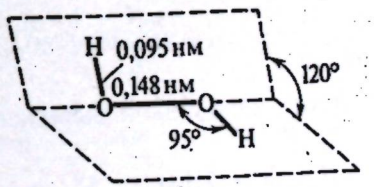
$$:O\overset{\cdot\cdot}{=}O: + 2e^- = \left[:\ddot{O}-\ddot{O}:\right]^{2-}, \quad \Delta H^0 = 159\ кДж/моль.$$

Это также согласуется с отсутствием окраски у *пероксидов*.

Пероксиды образуются при окислении ряда металлов, например:

$$Ba + O_2 = BaO_2$$

Наибольшее практическое значение имеет пероксид (*перекись*) водорода H_2O_2. Строение молекулы показано ниже:



Энергия связи O — O (210 кДж/моль) почти в два раза меньше энергии связи O — H (468 кДж/моль).

Из-за несимметричного распределения связей H — O молекула H_2O_2 сильно полярна ($\mu = 0{,}7 \cdot 10^{-29}$ Кл · м). Между молекулами H_2O_2 возникает довольно прочная водородная связь, приводящая к их ассоциации. Поэтому в обычных условиях пероксид водорода — сиропообразная жидкость (пл. 1,44) с довольно высокой температурой кипения (т. кип. 150,2°C, т. пл. 0,41°C). Она имеет бледно-голубую окраску. Пероксид водорода — хороший ионизирующий растворитель. С водой смешивается в любых отношениях благодаря возникновению новых

водородных связей. Из растворов выделяется в виде неустойчивого кристаллогидрата $H_2O_2 \cdot 2H_2O$ (т. пл. —52,0°С). В лаборатории обычно используются 3%-ные и 30%-ные растворы H_2O_2 (последний называют *пергидролем*).

В водных растворах пероксид водорода — слабая кислота ($K_{иониз} = 2{,}24 \cdot 10^{-12}$):

$$H_2O \ldots H_2O_2 \rightleftarrows OH_3^+ + \underset{\text{гидропероксид-ион}}{HO_2^-}$$

В химических реакциях пероксид-радикал может, не изменяясь, переходить в другие соединения, например:

$$H_2O_2 + 2NaOH = Na_2O_2 + 2H_2O$$

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

Последняя реакция используется для получения перекиси водорода.

Чаще, однако, протекают реакции, сопровождающиеся разрушением связи O — O или изменением заряда иона O_2^{2-}. Можно считать, что ион O_2^{2-} присоединяет или теряет электроны:

$$O_2^{2-} + 2e^- = \overset{-2}{2O} \text{ — окислитель}$$

$$O_2^{2-} - 2e^- = \overset{0}{O_2} \text{ — восстановитель.}$$

В первом случае пероксиды проявляют окислительные свойства, во втором — восстановительные. Например:

$$2\overset{-1}{K}I + \underset{\text{окислитель}}{\overset{(-2)}{Na_2O_2}} + 2H_2SO_4 = \overset{0}{I_2} + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2\overset{-2}{H_2O}$$

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + \underset{\text{восстановитель}}{5\overset{(-2)}{H_2O_2}} + 3H_2SO_4 = 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{0}{O_2} + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Окислительные свойства пероксидов выражены сильнее, чем восстановительные:

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O, \quad E^0_{298} = 1{,}77 \text{ В};$$

$$O_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2O_2, \quad E^0_{298} = 0{,}68 \text{ В}.$$

Так, при действии концентрированных растворов H_2O_2 на бумагу, опилки или другие горючие вещества происходит их самовоспламенение. Восстановительные свойства перекись водорода проявляет только по отношению к таким сильным окислителям, как ионы MnO_4^-.

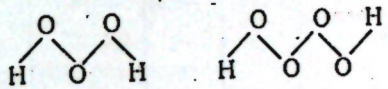
Для пероксида водорода характерен также распад по типу диспропорционирования:

$$\overset{-1}{H_2O_2} + \overset{-1}{H_2O_2} = \overset{-2}{2H_2O} + \overset{0}{O_2}$$

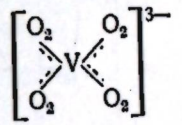
Этот распад ускоряется в присутствии примесей, при освещении, нагревании и может протекать со взрывом. Довольно устойчивы только очень чистая H_2O_2 и ее 30—65%-ные растворы. Пероксид водорода и его растворы обычно хранят в темной посуде и на холоде; для стабилизации добавляют ингибиторы.

Водные растворы пероксида водорода широко используются для отбелки различных материалов, для обеззараживания сточных вод. Пероксид водорода применяют как окислитель ракетного топлива.

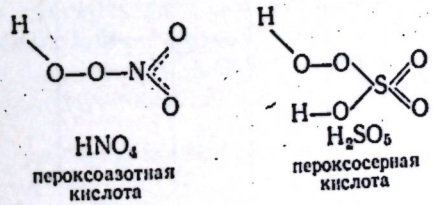
В последнее время удалось синтезировать H_2O_3 и H_2O_4. Эти соединения весьма неустойчивы. При обычных температурах они разлагаются за доли секунды. Однако при низких температурах порядка —70°С они существуют часами. Спектроскопическое исследование показывает, что их молекулы имеют зигзагообразную цепную структуру:



Молекулы H_2O_2, как и H_2O, могут выступать в качестве нейтральных лигандов, например $[Fe(OH_2)_5(O_2H_2)]^{3+}$, и давать аналогичные кристаллогидратам *пероксогидраты*: $K_2CO_3 \cdot 3H_2O_2$, $CaO_2 \cdot 2H_2O_2$, $BaO_2 \cdot 2H_2O \cdot 2H_2O_2$ и др. Роль лиганда может играть и пероксид-ион, например в комплексе $[V(O_2)_4]^{3-}$:



Кислоты, в которых имеется группировка O_2^{2-}, называют *пероксокислотами*:



HNO_4 — пероксоазотная кислота

H_2SO_5 — пероксосерная кислота

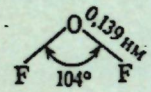
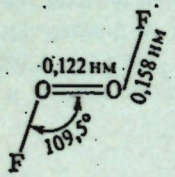
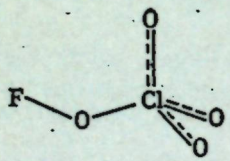
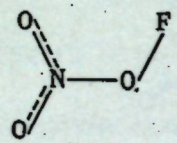
При гидролизе пероксокислот образуется пероксид водорода, что используется для его получения в промышленности.

Характерным свойством пероксидных соединений, как простых, так и комплексных, является способность образовывать пероксид водорода при взаимодействии с разбавленными растворами кислот, а также выделять кислород при термическом разложении или действии воды и других химических агентов. Другие неорганические соединения, которые могут быть источником кислорода, как, например, нитраты, хлораты, перхлораты, перманганаты и некоторые оксиды, не выделяют пероксид водорода при действии воды. Кислород они выделяют только при нагревании и в присутствии катализаторов.

Соединения кислорода (II) и кислорода (I). Можно считать, что электроположительная поляризация атомов кислорода проявляется в соединениях с фтором, а также в ионе O_2^+. Некоторые примеры фторопроизводных кислородных соединений приведены в табл. 35.

Таблица 35

Некоторые соединения кислорода с фтором

Соединение	Структура молекулы	$\mu \cdot 10^{-29}$, Кл·м	Т. пл., °С	Т. кип., °С	Агрегатное состояние в обычных условиях	$\Delta H^\circ_{f,298}$, кДж/моль
OF_2		0,10	—224	—145	Желтый газ	24,2
O_2F_2		0,48	—154	—57 (разл.)	Оранжево-желтый газ	18
ClO_4F		—	—167	—15,9	Бесцветный взрывчатый газ	77
NO_3F		—	—175	—45,9	То же	10,5

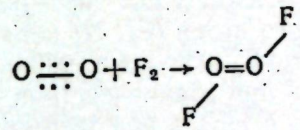
Простейший представитель такого рода соединений — *дифторид* кислорода OF_2; его получают при быстром пропускании фтора через 2%-ный раствор щелочи:

$$2F_2 + 2NaOH = OF_2 + 2NaF + H_2O$$

Молекула OF_2 имеет угловую форму ($d_{OF} = 0{,}139$ нм, $\angle FOF = 104^\circ 16'$, $\mu = 0{,}1 \cdot 10^{-29}$ Кл · м.) Дифторид кислорода — ядовитый газ бледно-желтого цвета, термически устойчив до 200—250°С, сильный окислитель, эффективный фторирующий агент.

В *диоксидифториде* O_2F_2 радикал O_2^{2+} ковалентно связан с атомами фтора. Молекула O_2F_2 диамагнитна. Это соединение образуется (в виде

красной летучей жидкости) в результате непосредственного взаимодействия простых веществ в электрическом разряде или под действием ионизирующих излучений при температуре жидкого воздуха (—190°С). Согласно спектроскопическим данным молекула O_2F_2 ($\mu = 0{,}48 \times \times 10^{-29}$ Кл · м) по структуре аналогична H_2O_2:



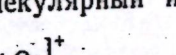
Соединение крайне неустойчиво, что определяется низкой энергией разрыва связи OF (75 кДж/моль).

Получены также *полиоксидифториды* типа O_4F_2, O_5F_2 и O_6F_2, существующие лишь при низкой температуре (—190°С). Предполагают, что их молекулы имеют цепное строение, например F—O—O—O—O—F. Термическая устойчивость полиоксидифторидов уменьшается с увеличением числа атомов в молекуле O_nF_2 ($n = 2 - 6$).

Энергия ионизации молекулы O_2 довольно значительная (12,08 эВ), однако при взаимодействии O_2 с сильнейшим окислителем PtF_6 образуется солеподобное вещество $O_2^+[PtF_6]^-$

$$\underset{\text{восстановитель}}{O_2} + PtF_6 = O_2^+[PtF_6]^-$$

в котором роль катиона играет молекулярный ион O_2^+ (*диоксигенил*):



Гексафтороплатинат (V) диоксигенила $O_2[PtF_6]$ — парамагнитное вещество красного цвета, плавится с разложением при 219°С. Синтез этого соединения канадским ученым Н. Бартлетом в 1962 г. послужил толчком к синтезу соединений ксенона, энергия ионизации которого близка к таковой молекулы кислорода (см. с. 494).

Производные O_2^+ получены также при взаимодействии O_2F_2 и O_4F_2 с резко кислотными фторидами типа BF_3, PF_5, AsF_5, SbF_5, BrF_5:

$$O_2F_2 + PF_5 = O_2[PF_6] + {}^1/_2\,F_2$$

$$O_4F_2 + 2BF_3 = 2O_2[BF_4]$$

Синтез диоксигенильных солей можно осуществлять нагреванием в автоклаве (в течение 10—20 ч) при 150—500°С смеси кислорода, фтора и порошка соответствующего металла:

$$O_2 + 3F_2 + Э = O_2^+[ЭF_6]$$

где Э—As, Sb, Bi, Nb, Pt, Au, Ru, Rh.

Частота валентных колебаний O_2^+ в диоксигенильных соединениях близка к таковой для свободного иона, что подтверждает существование иона O_2^+ в указанных солях. Межъядерное расстояние в катионе O_2^+, известное из спект-

роскопических данных (0,112 нм), как и следовало ожидать, короче, чем в O_2 (0,1207 нм). Ион O_2^+ имеет один непарный электрон (см. табл. 34). Энергия диссоциации O_2F_2, OF_2 (~70 кДж/моль) меньше, чем у F_2 (159 кДж/моль). Они — удобная форма хранения фтора, который выделяется при распаде этих фторидов уже при обычных температурах.

В соединениях типа ClO_4F, NO_3F мостиковый атом кислорода относительно центрального атома (Cl, N) поляризован отрицательно, а относительно атома фтора — положительно. Рассматриваемые соединения можно получить при взаимодействии с фтором концентрированных растворов $HClO_4$ и HNO_3 или твердых солей $KClO_4$ и KNO_3:

$$HClO_4 + F_2 = ClO_4F + HF$$

$$KNO_3 + F_2 = NO_3F + KF$$

В воде эти соединения разлагаются, выделяя кислород:

$$2ClO_4F + 2H_2O = 2HClO_4 + 2HF + O_2$$

Производные положительной степени окисления кислорода являются сильнейшими энергоемкими окислителями, способными выделять запасенную в них химическую энергию в определенных условиях. Их можно использовать как эффективные окислители ракетного топлива.

Соединения кислорода (IV). В качестве производного, в котором кислород проявляет степень окисления +4, можно рассматривать аллотропическую модификацию кислорода — о з о н O_3 ($\overset{+4}{O}O_2$).

Молекула O_3 диамагнитна, имеет угловую форму ($\angle OOO = 116{,}5°$) и обладает некоторой полярностью ($\mu = 0{,}17 \cdot 10^{-29}$ Кл · м). Длина связи d_{OO}(0,128 нм) является промежуточной между длиной одинарной (0,149 нм) и двойной связи (0,1207 нм). Поэтому считают, что в молекуле O_3 порядок связи 1,5. Строение молекулы O_3 можно передать следующей структурной формулой:



Исходя из приведенных данных, строение молекулы O_3 можно объяснить следующим образом. Центральный атом кислорода молекулы O_3 находится в состоянии sp^2-гибридизации (за счет 2s-, $2p_x$- и $2p_y$-орбиталей). Две из гибридных sp^2-орбиталей центрального атома участвуют в образовании двух σ-связей O—O (двух молекулярных $\sigma^{св}$-орбиталей). Третья sp^2-гибридная орбиталь (молекулярная σ-орбиталь) содержит неподеленную электронную пару. $2p_z$-Орбиталь центрального атома (расположенная перпендикулярно плоскости расположения атомов) и $2p_z$-орбитали крайних атомов участвуют в образовании делокализованной π-связи (молекулярная $\pi^{св}$-орбиталь). Таким образом, невозбужденное состояние молекулы O_3 отвечает следующему заполнению молекулярных орбиталей:

$$(\sigma^{св})^4 (\pi^{св})^2 (\sigma)^2,$$

Остальные электроны заполняют несвязывающие орбитали, локализованные у периферических атомов (см. рис. 158).

Шести электронам, связывающим три атома кислорода, соответствует порядок связи 1,5.

Озон — газ синего цвета с резким раздражающим запахом, очень токсичен. Жидкий озон — темно-синяя жидкость, твердый — темно-фиолетовые кристаллы (т. пл. —192,7°C). Поскольку молекула O_3 обладает большей полярностью и поляризуемостью, озон имеет более высокую температуру кипения (—111,9°C), чем кислород. Этим же объясняется бо́льшая интенсивность окраски озона и лучшая его растворимость в воде.

Озон образуется в процессах, сопровождающихся выделением атомарного кислорода (радиолиз воды, разложение перекисей и др.), а также при действии на молекулярный кислород потока электронов, протонов, коротковолнового излучения, т. е. за счет радиохимических и фотохимических реакций. Цепную реакцию образования озона из кислорода можно представить схемой

$$O_2 + h\nu \rightarrow O_2^*$$

$$O_2^* + O_2 = O_3 + \cdot O\cdot$$

$$\cdot O\cdot + O_2 = O_3$$

или суммарно

$$3O_2 = 2O_3, \qquad \Delta G^0_{298} = 326 \text{ кДж/моль}.$$

В естественных условиях озон образуется из атмосферного кислорода при грозовых разрядах, а на высоте 10—30 км — под действием ультрафиолетовых солнечных лучей. Озон задерживает вредное для жизни ультрафиолетовое излучение Солнца и поглощает инфракрасное излучение Земли, препятствуя ее охлаждению. Следовательно, «озонный пояс» играет большую роль в обеспечении жизни на Земле.

В технике озон получают в озонаторах действием тихого электрического разряда на кислород.

Озон — вещество эндотермическое ($\Delta H^0_{f,298} = 142{,}3$ кДж/моль, $\Delta G^0_{f,298} = 162{,}7$ кДж/моль). Но тем не менее в отсутствие катализаторов или без ультрафиолетового облучения газообразный озон разлагается довольно медленно даже при 250°C. Жидкий озон и его концентрированные смеси (70% O_3) взрывчаты.

Окислительная активность озона заметно выше, чем O_2. Например, уже при обычных условиях он окисляет многие малоактивные простые вещества (Ag, Hg и пр.):

$$8Ag + 2O_3 = 4Ag_2O + O_2$$

О более высокой химической активности O_3, чем O_2, свидетельствует также сравнение их окислительно-восстановительных потенциалов для водных растворов, например:

$$O_3\ (г) + H_2O\ (ж) + 2e^- = O_2\ (г) + 2OH^-\ (р), \quad E^0_{298} = 1{,}24\ В;$$

$$O_2\ (г) + 2H_2O\ (ж) + 4e^- = 4OH^-\ (р), \quad E^0_{298} = 0{,}401\ В.$$

Для количественного определения озона можно использовать его взаимодействие с раствором KI:

$$2I^-\ (р) + O_3\ (г) + H_2O\ (ж) = I_2\ (т) + 2OH^-\ (р) + O_2\ (г)$$

Сродство к электрону озона около 180 кДж/моль, поэтому он может переходить в *озонид*-ион O_3^-. В частности, при действии озона на щелочные металлы образуются *озониды*:

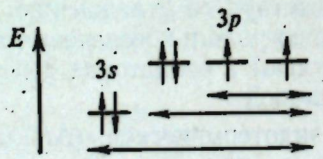
$$K + O_3 = KO_3$$

Озониды — это соединения, состоящие из положительных ионов металла и отрицательных ионов O_3 ($d_{OO} = 0{,}134$ нм). Наличие в ионе O_3^- непарного электрона обусловливает парамагнетизм и наличие окраски у озонидов. Обычно они окрашены в красный цвет.

Как сильный окислитель озон используется для очистки питьевой воды, для дезинфекции воздуха, в различных химических синтезах.

§ 2. Сера

Атом серы S, как и атом кислорода, имеет шесть валентных электронов ($3s^23p^4$). Сера — типичный неметаллический элемент. По электроотрицательности (ЭО = 2,5) она уступает только галогенам, кислороду, азоту. Наиболее устойчивы четные степени окисления серы (—2, +2, +4 и +6), что объясняется участием в образовании химических связей двух непарных электронов, а также одной или двух электронных пар:

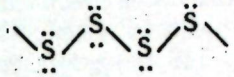


Наиболее характерны для серы низшая и высшая степени окисления. Как и у других *p*-элементов 3-го периода, максимальное координационное число серы равно шести, а ее наиболее устойчивое координационное число четыре (sp^3-гибридное состояние орбиталей). Известны соединения серы почти со всеми элементами.

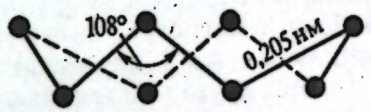
Сера является весьма распространенным на Земле элементом (0,03 мол. доли, %). В природе она находится в виде четырех изотопов: ^{32}S (95,084%), ^{33}S (0,74%), ^{34}S (4,16%) и ^{36}S (0,016%). Искусственно получены также β-радиоактивные изотопы ^{31}S и ^{37}S.

В соответствии с характерными степенями окисления сера в природе встречается в виде сульфидных (ZnS, HgS, PbS, Cu_2S, FeS_2, $CuFeS_2$ и др.) и сульфатных ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, $BaSO_4$ и др.) минералов, а также в самородном состоянии.

Простые вещества. Сера существенно отличается от кислорода способностью образовывать устойчивые гомоцепи ($d_{SS} = 2{,}05$ нм), имеющие зигзагообразную форму:



Наиболее стабильны циклические молекулы S_8, имеющие форму короны:



Кроме того, возможны молекулы с замкнутыми (S_6, S_4) и открытыми цепями S_∞. В обычных условиях устойчивы *ромбическая* α-S (пл. 2,07 г/см³) и частично *моноклиническая* β-S (пл. 1,96 г/см³) модификации серы. Их кристаллы отличаются взаимной ориентацией кольцевых молекул S_8.

На рис. 148 показан внешний вид кристаллов ромбической и моноклинической серы. Ромбическая сера желтого, а моноклиническая

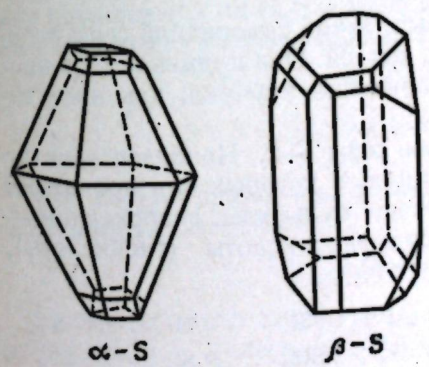


Рис. 148. Форма кристаллов ромбической (α-S) и моноклинической (β-S) серы

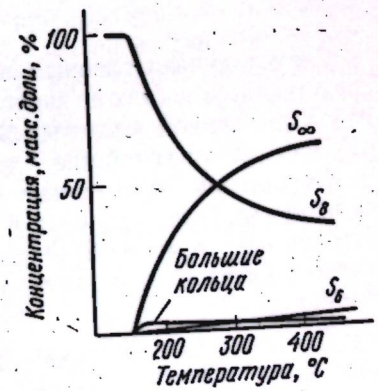


Рис. 149. Температурная зависимость концентрации различных видов молекул серы

бледно-желтого цвета. Малоустойчивая в обычных условиях *пластическая* сера состоит из нерегулярно расположенных зигзагообразных цепочек S_∞ (где ∞ достигает нескольких тысяч). Другие неустойчивые модификации серы построены из молекул S_2 (пурпурная), S_6 (оранжево-желтая) и др.

Моноклинная сера плавится при 119,3°С, а ромбическая — при 112,8°С, образуя легкоподвижную жидкость желтого цвета, которая при 160°С темнеет, ее вязкость повышается и при 200°С становится темно-коричневой и вязкой, как смола. Это объясняется разрушением кольцевых молекул S_8 и образованием молекул в виде длинных цепей S_∞ из нескольких сотен тысяч атомов. Дальнейшее нагревание (выше 250°С) ведет к разрыву цепей, и жидкость снова становится более подвижной. На рис. 149 показана температурная зависимость концентрации различных видов молекул серы в ее расплаве.

При 444,6°С сера закипает. В зависимости от температуры в ее парах обнаружены молекулы S_8, S_6, S_4 и S_2. Изменение состава молекул вызывает изменение окраски паров серы от оранжево-желтого до соломенно-желтого цвета. При температуре выше 1500°С молекулы S_2 диссоциируют на атомы. Молекулы S_2 парамагнитны и построены аналогично молекуле O_2. Во всех других состояниях сера диамагнитна.

В воде сера практически нерастворима; некоторые ее модификации растворяются в органических жидкостях и в особенности в сероуглероде.

Сера — достаточно активный неметалл. Даже при умеренном нагревании она окисляет многие простые вещества, но и сама довольно легко окисляется кислородом и галогенами. При нагревании в кипящей воде и значительно лучше в кипящих растворах щелочей сера диспропорционирует:

$$\overset{0}{S} + 6NaOH \rightleftarrows 2\overset{-2}{Na_2S} + \overset{+4}{Na_2SO_3} + 3H_2O$$

Серу получают главным образом выплавкой самородной серы непосредственно в местах ее залегания под землей. Она применяется в производстве серной кислоты, для вулканизации каучука, как инсектицид в сельском хозяйстве и т. д.

Соединения со степенью окисления серы —2. Наиболее заметно сходство серы и кислорода в соединениях, в которых они проявляют степень окисления — 2. Оксидам отвечают сульфиды, гидроксидам — гидросульфиды, оксокислотам — сульфидокислоты (тиокислоты), например:

	Na	Mg	Al	Si	P	S
Сульфид	Na_2S	MgS	Al_2S_3	SiS_2	P_2S_5	—
Оксид	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3
Гидросульфид	NaSH	$Mg(SH)_2$	$(Al(SH_3)$	H_4SiS_4	H_3PS_4	—
Гидроксид	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4
Химическая природа соединений	основная		амфотерная	кислотная		

Как видно из приведенных примеров, химическая природа однотипных сульфидов и оксидов, гидросульфидов и гидроксидов закономерно изменяется в пределах периода. Сульфиды, как и оксиды, бы-

вают основными, кислотными и амфотерными. Основные свойства проявляют сульфиды наиболее типичных металлических элементов, кислотные — сульфиды неметаллических элементов. Различие химической природы сульфидов проявляется в реакциях сольволиза и при взаимодействии сульфидов разной химической природы между собой. Так, сульфиды s-элементов I группы (как и их оксиды) растворимы в воде и при гидролизе образуют щелочную среду:

$$Na_2S + HOH \rightleftarrows NaSH + NaOH$$

Сульфиды неметаллических элементов обычно гидролизуются необратимо с образованием соответствующих кислот:

$$SiS_2 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 2H_2S$$

Амфотерные сульфиды (как и оксиды) в воде нерастворимы, но некоторые из них, например сульфиды Al (III), Fe (III), Cr (III), полностью гидролизуются:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

При взаимодействии основных и кислотных сульфидов образуются соли (тиосоли), например:

$$Na_2S + CS_2 = \underset{\text{трисульфидокарбонат (IV)}}{Na_2CS_3}$$

Отвечающие тиосолям тиокислоты обычно неустойчивы и необратимо разлагаются на H_2S и соответствующий сульфид. Так, при действии кислоты на сульфидокарбонат образующаяся кислота разлагается:

$$Na_2CS_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2CS_3$$

$$H_2CS_3 = H_2S + CS_2$$

Этот распад аналогичен разложению кислородсодержащих кислот на кислотный оксид и воду:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2$$

Сульфиды имеют характерную окраску, например CuS, NiS, PbS — черные, MnS — телесного цвета, ZnS — белый. Различие в окраске и растворимости сульфидов в разных средах используется в аналитической практике для обнаружения и разделения катионов.

Молекула сульфида водорода H_2S имеет угловую форму ($\angle HSH = 92°$, $d_{SH} = 0{,}133$ нм), поэтому она полярна ($\mu = 0{,}34 \cdot 10^{-29}$ Кл·м). Способность образовывать водородные связи у H_2S выражена слабее, чем у H_2O. Поэтому сероводород в обычных условиях — газ (т. пл.— 85,6°С, т. кип. — 60,75°С). Собственная ионизация H_2S в жидком состоянии

$$H_2S \ldots H_2S \rightleftarrows SH_3^+ + SH^-$$

ничтожно мала. Ионное произведение сероводорода $[SH_3^+]\,[SH^-] = 3 \cdot 10^{33}$. Заметно лучше H_2S ионизируется в воде:

$$H_2O \ldots H_2S \rightleftarrows OH_3^+ + SH^-$$

Его водный раствор — слабая кислота ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$), называемая *сероводородной*. Сульфид водорода имеет неприятный запах и очень ядовит.

Обычно H_2S получают действием разбавленной HCl на FeS. Нерастворимые сульфиды получают по обменным реакциям:

$$MnSO_4\ (р) + Na_2S\ (р) = MnS\ (т) + Na_2SO_4\ (р)$$

$$CuSO_4\ (р) + H_2S\ (р) = CuS\ (т) + H_2SO_4\ (р)$$

Сульфиды в растворах — восстановители:

$$S + 2e^- = S^{2-}, \quad E^0 = -0{,}48\ В;$$

$$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^- = S^{2-} + 4H_2O, \quad E^0 = 0{,}15\ В.$$

В зависимости от условий продуктами окисления сульфидов могут быть S, SO_2 и H_2SO_4:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 5H_2\overset{-2}{S} + 3H_2SO_4 = 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{0}{S} + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$\overset{-2}{H_2S} + 4\overset{0}{Br_2} + 4H_2O = \overset{+6}{H_2SO_4} + 8\overset{-1}{H}Br$$

Сульфиды металлических элементов, как и их оксиды, имеют переменный состав, например $FeS_{1,01}$ — $FeS_{1,14}$ (сравни $FeO_{1,04}$ — $FeO_{1,12}$). Физические свойства сульфидов, как и оксидов, очень разнообразны. Так, TiS_2, обладает металлической проводимостью, ZnS_2 — полупроводник, HfS_2 — диэлектрик.

В подгруппах периодической системы окраска сульфидов элементов усиливается с увеличением их порядкового номера, например:

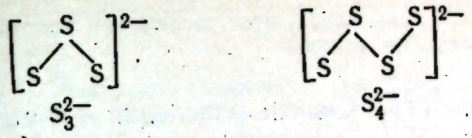
As_2S_3	желтый	ZnS	белый	Ga_2S_3	белый	Ge_2S_2	белый
Sb_2S_3	оранжевый	CdS	желтый	In_2S_3	желтый	SnS_2	желтый
Bi_2S_3	черный	HgS	черный	Tl_2S_3	черный	PbS	черный

Это объясняется увеличением в сульфидах доли делокализованной связи.

Персульфиды. Тенденция серы образовывать гомоцепи реализуется в многочисленных *персульфидах* (полисульфидах) типа $\overset{+1}{M}_2S_n$. Последние получаются при взаимодействии серы с концентрированными растворами основного сульфида:

$$Na_2S + (n-1)\,S = Na_2S_n$$

Персульфид-ионы имеют цепочечное строение:



Получены многочисленные персульфиды водорода типа H_2S_n (где $n = 2 \div 23$), называемые многосернистыми водородами или *сульфанами*. Это — желтые маслянистые жидкости (т. пл. $-50 \div -90$°C). По мере увеличения содержания серы окраска персульфидов меняется от желтой (S_2^{2-}-радикал) до красной (S_9^{2-}-радикал). Смесь сульфанов образуется при действии кислот на полисульфиды аммония или натрия:

$$Na_2S_n + 2HCl = H_2S_n + 2NaCl$$

Персульфид водорода H_2S — аналог пероксида водорода. Персульфиды встречаются в природе. Например, широко распространенный минерал *пирит* FeS_2 представляет собой персульфид железа (II) (рис. 150).

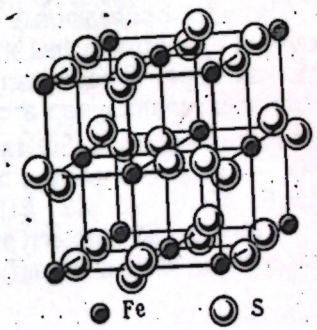


Рис. 150. Структура пирита FeS_2

Персульфиды, подобно пероксидам, проявляют восстановительные и окислительные свойства, а также вступают в реакции диспропорционирования:

S_2^{2-} — окислитель $\quad \overset{(-2)}{Na_2S_2} + \overset{+2}{Sn}S = \overset{+4}{Sn}S_2 + \overset{-2}{Na_2S}$

S_2^{2-} — восстановитель $\quad 4\overset{+2\,(-2)}{FeS_2} + 11\overset{0}{O_2} = 2\overset{+3\,-2}{Fe_2O_3} + 8\overset{+4\,-2}{SO_2}$

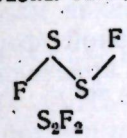
S_2^{2-} — окислитель — восстановитель $\quad \overset{(-2)}{Na_2S_2} = \overset{-2}{Na_2S} + \overset{0}{S}$

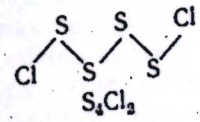
Соединения серы (II). Степень окисления +2 для серы малохарактерна, но все же она устойчивее, чем для кислорода. Из производных со степенью окисления серы +2 известны малоустойчивые галиды $SHal_2$.

Дихлорид SCl_2 — темно-красная жидкость, постепенно разлагается:

$$2SCl_2 \rightleftarrows S_2Cl_2 + Cl_2$$

Более разнообразны галиды радикалов типа S_n^{2+}, например:





Длина зигзагообразной цепочки может быть достаточно большой (до $S_{100}Cl_2$). В индивидуальном состоянии выделены соединения вплоть до состава S_8Hal_2.

Галиды типа S_nHal_2 — маслянистые жидкости красного цвета с неприятным запахом. Из них наиболее устойчивы S_2Hal_2, по структуре подобные O_2F_2.

Хлорид S_2Cl_2 образуется при хлорировании расплавленной серы. Применение находит главным образом S_2Cl_2 в качестве растворителя многих соединений и

серы. При растворении серы образуются соединения вплоть до $S_{100}Cl_2$, применяемых для вулканизации резины.

Соединения серы (IV). Степень окисления +4 у серы проявляется в ее тетрагалидах $SHal_4$, оксодигалидах $SOHal_2$, диоксиде SO_2, а также в отвечающих им анионах:

SF_4	$SOHal_2$	SO_3
$[SF_6]^-$	$[SO_2F]^-$	$[SO_3]^{2-}$

Сведения о некоторых соединениях серы (IV) приведены в табл. 36.

Во всех приведенных молекулах, а также в анионных комплексах серы (IV) у атома серы имеется неподеленная (несвязывающая) электронная пара. В соответствии с числом σ-связывающих и несвязывающих электронных пар атома серы молекулы $SHal_4$ имеют форму искаженного тетраэдра, $SOHal_2$ и SO_3^{2-} — форму тригональной пирамиды, SO_2 — угловую форму, т. е. относятся к соединениям типа AB_4E, AB_3E, AB_2E (см. рис. 51) соответственно.

Химический характер бинарных соединений серы (IV) является кислотным, о чем, в частности, свидетельствует их отношение к воде:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

$$SF_4 + 3H_2O = H_2SO_3 + 4HF$$

$$SOCl_2 + 2H_2O = H_2SO_3 + 2HCl$$

При гидролизе все они дают сернистую кислоту (точнее анионы HSO_3^- и SO_3^{2-}) или SO_2.

Из соединений серы (IV) наибольшее значение имеет диоксид серы SO_2 (*сернистый газ*). Строение молекулы SO_2 аналогично строению молекулы озона $O_3(OO_2)$, но молекула отличается высокой термической устойчивостью ($E_{50} = 497$ кДж/моль). В обычных условиях диоксид серы — бесцветный газ с характерным резким запахом. В технике его получают сжиганием серы и обжигом сульфидных руд:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 8SO_2 + 2Fe_2O_3$$

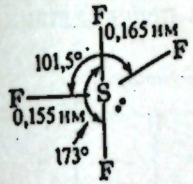
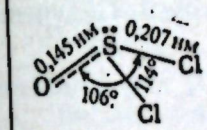
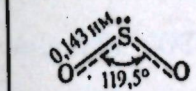
Растворимость диоксида серы в воде весьма велика (при обычных условиях около 40 объемов SO_2 на один объем H_2O). Водный раствор SO_2 называется *сернистой кислотой*. Основная масса растворенного SO_2 находится в растворе в гидратированной форме $SO_2 \cdot nH_2O$. При охлаждении растворов можно выделить кристаллогидрат клатратного типа приблизительного состава $SO_2 \cdot 7H_2O$. Лишь небольшая часть растворенных молекул взаимодействует с водой по схеме

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3 \rightleftarrows H^+ + HSO_3^- \rightleftarrows 2H^+ + SO_3^{2-}$$

Указанное равновесие смещается легко в сторону образования анионов HSO_3^- и SO_3^{2-} в присутствии щелочи. При этом образуются

Таблица 36

Некоторые соединения серы (IV)

Соединение	Структура молекулы	μ·10³⁰, Кл·м	Т. пл., °С	Т. кип., °С	Агрегатное состояние в обычных условиях	$\Delta H°_f$, 298, кДж/моль	$\Delta G°_f$, 298, кДж/моль
Тетрафторид серы SF_4	 Искаженная тетраэдрическая	0,21	—121	—38	Бесцветный газ	—770	—725,9
Оксодифторид серы, фторид тионила SOF_2		0,54	—129	—43	Бесцветный газ	—710	—694
Оксодихлорид серы, хлорид тионила $SOCl_2$	 Пирамидальная	0,48	—104	+76	Бесцветная жидкость	—247	—
Оксодибромид серы, бромид тионила $SOBr_2$		0,49	—52	+138	Оранжевая жидкость	—	—
Диоксид серы SO_2	 Угловая	0,53	—75,5	—10,0	Бесцветный газ	—296,9	—300,2

триоксосульфаты (IV) двух типов $\overset{+1}{M}_2SO_3$ (*сульфиты*) и $\overset{+1}{M}HSO_3$ (*гидросульфиты*):

$$NaOH + SO_2 = NaHSO_3$$

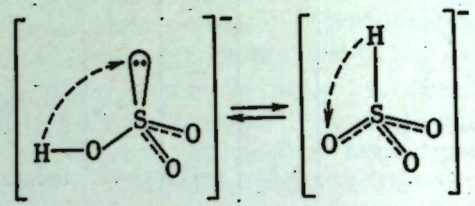
$$2NaOH + 2SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O$$

В воде растворяются лишь соли s-элементов I группы и гидросульфиты типа $\overset{+2}{M}(HSO_3)_2$. Нерастворимые сульфиты получаются по обменным реакциям:

$$Na_2SO_3\ (р) + CuSO_4\ (р) = CuSO_3\ (т) + Na_2SO_4\ (р)$$

Вследствие неустойчивости H_2SO_3 действие кислот на сульфиты сопровождается выделением SO_2. На этом основано получение SO_2 в лаборатории.

Сульфит-ион SO_3^{2-} имеет структуру тригональной пирамиды с атомом серы в вершине (см. рис. 51, *г*). Поскольку неподеленная пара атома серы пространственно направлена, ион SO_3^{2-} — активный донор электронной пары и легко переходит в тетраэдрические ионы HSO_3^- и SO_4^{2-}. Ион HSO_3^- существует в виде двух переходящих друг в друга изомерных форм:



Явление обратимой изомерии, при которой два или более изомера переходят друг в друга, называется *таутомерией*. Получены производные обеих таутомерных форм иона HSO_3^-.

Легкость перехода иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} обусловливает его довольно сильные восстановительные свойства:

$$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- = SO_3^{2-} + 2OH^-, \quad E^0_{298} = -0{,}93\ \text{В}.$$

Поэтому, например, сульфиты в растворах постепенно окисляются даже молекулярным кислородом воздуха:

$$2SO_3^{2-} + O_2 = 2SO_4^{2-}.$$

Восстановительные свойства проявляет и SO_2, который, например, на солнечном свету окисляется хлором:

$$\overset{+4}{S}O_2 + \overset{0}{Cl_2} = \overset{+6}{S}O_2\overset{-1}{Cl_2}$$

При взаимодействии же с более сильными восстановителями производные серы (IV) проявляют окислительные свойства:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2\overset{-2}{S} = 3\overset{0}{S} + 2H_2O$$

При нагревании сульфиты диспропорционируют:

$$4Na_2\overset{+4}{S}O_3 = 3Na_2\overset{+6}{S}O_4 + Na_2\overset{-2}{S}$$

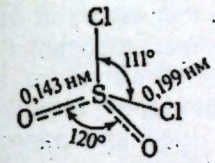
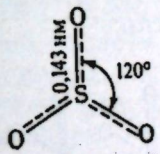
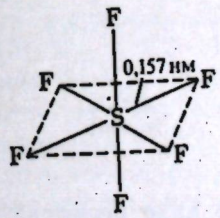
Диоксид серы применяется для получения серной кислоты, а также в бумажном и текстильном производствах в качестве отбеливающего средства, для консервирования плодов и др. Жидкий SO_2 используется в качестве неводного растворителя для проведения различных синтезов. Для той же цели используется оксодихлорид серы (IV) $SOCl_2$.

Соединения серы (VI). Степень окисления серы +6 проявляется в гексафториде SF_6, триоксиде SO_3, диоксодигалидах SO_2Hal_2, а также в отвечающих им анионных комплексах типа $[SO_4]^{2-}$, $[SO_3Hal]^-$ и некоторых других:

SF_6	SO_2Hal_2	SO_3
—	$[SO_3Hal]^-$	$[SO_4]^{2-}$

Таблица 37

Некоторые соединения серы (VI)

Соединение	Структура молекулы	$\mu \cdot 10^{30}$, Кл·м	Т. пл., °С	Т. кип., °С	Агрегатное состояние в обычных условиях	$\Delta H^\circ_{f,298}$, кДж/моль	$\Delta G^\circ_{f,298}$, кДж/моль
Гексафторид серы SF_6	 Октаэдрическая	0	—50,7	—64	Бесцветный газ	—1207	1103
Триоксид серы SO_3	 Треугольная	0	—	—	Молекула существует лишь в парах	—395	—370
Диоксодифторид серы, фторид сульфурила SO_2F_2	 Искаженная тетраэдрическая	0,37	—136	—55	Бесцветный газ	—857	—811
Диоксодихлорид серы, хлорид сульфурила SO_2Cl_2	То же	0,6	—54	+69,3	Бесцветная жидкость	—393	—303

Сведения о некоторых производных серы (VI) приведены в табл. 37.

В обычных условиях фторид и оксогалиды серы (VI) — жидкости или газы. Как и SO_3, они — типичные кислотные соединения. Большинство их легко гидролизуется, образуя кислоты:

$$SO_3 + H_2O = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

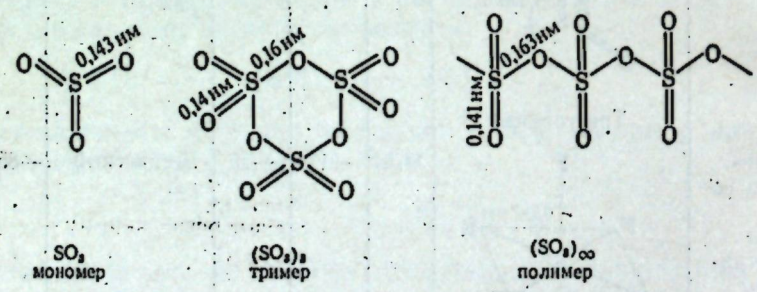
$$SO_2Cl_2 + 2H_2O = 4H^+ + SO_4^{2-} + 2Cl^-$$

Молекула гексафторида серы SF_6 высокосимметрична, имеет форму октаэдра с атомом серы в центре. Гексафторид отличается высокой химической стойкостью. Так, на него не действуют ни вода, ни щелочи, ни кислоты, несмотря на то, что гидролиз SF_6 в растворах характеризуется большими отрицательными значениями ΔG, например:

$$SF_6\ (г) + 3H_2O\ (г) = SO_3\ (г) + 6HF\ (г), \quad \Delta G^0_{298} = -460\ кДж/моль.$$

Низкая реакционная способность SF_6 объясняется кинетическими факторами, обусловленными валентным и координационным насыщением центрального атома молекулы SF_6 и ее высокой энергией ионизации (19,3 В). SF_6 является диэлектриком, который благодаря химической инертности и большой молекулярной массе используют в качестве газообразного изолятора в генераторах высокого напряжения и других электрических приборах. Довольно инертен и SO_2F_2, который разлагается лишь растворами щелочей.

Поскольку для серы (VI) наиболее характерно координационное число 4; молекула SO_3 легко полимеризуется в кольцеобразные или открытые зигзагообразные полимерные цепи:



SO_3 мономер — $(SO_3)_3$ тример — $(SO_3)_\infty$ полимер

Поэтому триоксид серы существует в виде нескольких модификаций. Так, при конденсации паров SO_3 образуется летучая жидкость (т. кип. 44,8°С), состоящая преимущественно из циклических тримерных молекул $(SO_3)_3$. При охлаждении до 16,8°С она затвердевает в прозрачную массу, напоминающую лед. Это так называемая *льдовидная модификация* γ-SO_3. При хранении она постепенно превращается в модификацию, по внешнему виду напоминающую асбест. *Асбестовидная модификация* α-SO_3 состоит из зигзагообразных цепей $(SO_3)_\infty$ различной длины. Вследствие неоднородности состава асбестовидная модификация не имеет строго определенной температуры плавления.

Структурные особенности модификаций SO_3 обусловливают различие их физических свойств и химической активности. Так, в противоположность льдовидной асбестовидная модификация менее летуча и с водой взаимодействует менее активно.

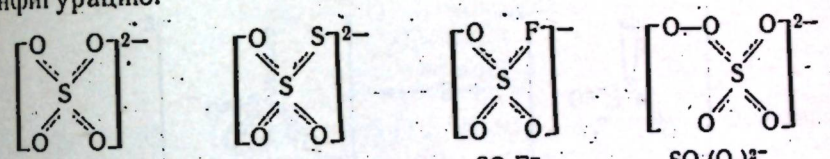
В технике оксид серы (VI) получают окислением SO_2 в присутствии катализатора (платина или оксиды ванадия).

Тетраэдрические σ-связи серы (VI) возникают также при взаимодействии SO_3 с некоторыми соединениями водорода, например с водой, газообразными HF, HCl и H_3N:

$$H_2O + SO_3 = H_2[SO_4] \qquad HF + SO_3 = H[SO_3F]$$

$$HCl + SO_3 = H[SO_3Cl] \qquad H_3N + SO_3 = H[SO_3NH_2]$$

Все многочисленные сульфат (VI)-ионы имеют тетраэдрическую конфигурацию:



SO_4^{2-} тетраоксосульфат — SO_3S^{2-} сульфидотриоксосульфат — SO_3F^- фторотриоксосульфат — $SO_3(O_2)^{2-}$ пероксотриоксосульфат

Тетраоксосульфат (VI) водорода H_2SO_4 — маслянистая жидкость, замерзающая при 10,4°С. Его получают при охлаждении концентрированной серной кислоты. В твердом и жидком состоянии молекулы H_2SO_4 связаны водородными связями. Жидкий H_2SO_4 — ионизирующий растворитель. Его собственная ионизация незначительная и выражается уравнением

$$H_2SO_4 \ldots H_2SO_4 \rightleftarrows SO_4H_3^+ + HSO_4^-, \quad K = 2{,}7 \cdot 10^{-4}.$$

В водных растворах H_2SO_4 — сильная двухосновная кислота ($K_1 = 1 \cdot 10^3$, $K_2 = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$).

Гидратация H_2SO_4 сопровождается выделением большого количества теплоты за счет образования гидратов. Поэтому смешивать концентрированную H_2SO_4 с водой следует очень осторожно, вливая серную кислоту тонкой струйкой в воду, а не наоборот. Концентрированная серная кислота поглощает пары воды, и поэтому ее применяют в качестве осушителя; она отнимает воду и от органических веществ, обугливая их. При охлаждении разбавленной серной кислоты выделяются кристаллогидраты (см. рис. 82).

В технике концентрированную серную кислоту (98%-ную) получают растворением SO_3 в разбавленной H_2SO_4.

Большинство сульфатов (VI) хорошо растворимо в воде. Плохо растворимы тетраоксосульфаты Ba (II), Sr (II) и Pb (II). Из водных

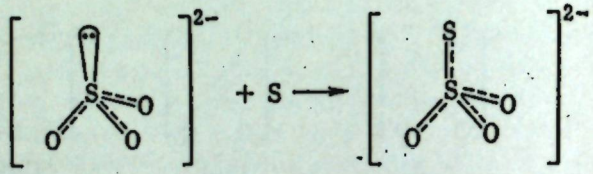
растворов сульфаты (VI) обычно выделяются в виде кристаллогидратов. Соединения типа $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ называются *купоросами*.

Безводные тетраоксосульфаты получают взаимодействием SO_3 с соответствующими хлоридами в неводных средах, например в жидком SO_2 или SO_2Cl_2:

$$CuCl_2 + 2SO_3 = CuSO_4 + SO_2Cl_2$$

Триоксофторсульфат водорода $H[SO_3F]$ (*фторсульфоновая кислота*) и триоксохлорсульфат водорода $H[SO_3Cl]$ (*хлорсульфоновая кислота*) — жидкости. В водном растворе $H[SO_3F]$ — очень сильная кислота (подобна $HClO_4$) и гидролизуется медленно, тогда как гидролиз $H[SO_3Cl]$ протекает очень энергично.

При кипячении раствора триоксосульфата (IV) натрия с порошком серы образуется сульфидотриоксосульфат (VI) натрия:



Свойства сульфидотриоксосульфатов (*тиосульфатов*) обусловливаются присутствием атомов серы в двух разных степенях окисления (+6 и —2). Так, наличие $\overset{-2}{S}$ определяет восстановительные свойства SO_3S^{2-}-иона:

$$Na_2SO_3\overset{-2}{S} + \overset{0}{Cl_2} + H_2O = Na_2SO_4 + \overset{0}{S} + 2H\overset{-1}{Cl}$$

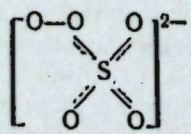
Тиосульфат водорода H_2SO_3S неустойчив и при получении распадается:

$$Na_2SO_3S + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3S$$

$$\overset{+6}{H_2}SO_3\overset{-2}{S} = \overset{+4}{H_2}SO_3 + \overset{0}{S}$$

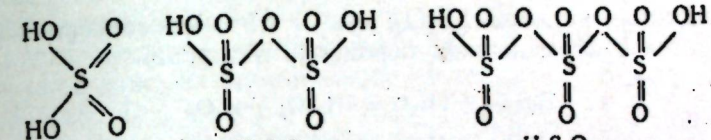
Из тиосульфатов наибольшее применение имеет *гипосульфит* $Na_2S_2O_3 \cdot 3H_2O$ (в фотографии и медицине).

Одним из лигандов в сульфат (VI)-ионе может быть пероксидрадикал O_2^{2-}:

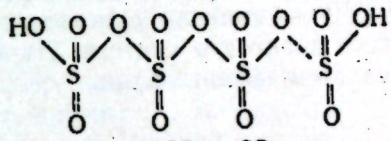


Производные $[SO_3(O_2)]^{2-}$-иона (SO_5^{2-}) называются *пероксосульфатами* (VI), а раствор H_2SO_5 — *пероксомоносерной* кислотой.

Подобно оксиду серы (VI) полимерными могут быть и сульфат-ионы, построенные из тетраэдрических структурных единиц SO_4. Так, при растворении SO_3 в концентрированной серной кислоте образуется целая серия *полисерных* кислот:



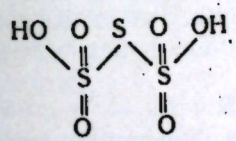
H_2SO_4 — сульфат водорода (серная кислота); $H_2S_2O_7$ — дисульфат водорода (двусерная кислота); $H_2S_3O_{10}$ — трисульфат водорода (трисерная кислота)



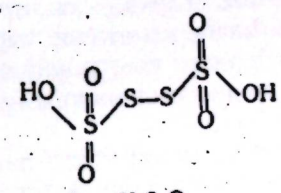
$H_2SO_4 \cdot nSO_3$ — полисульфат водорода (полисерная кислота)

Смесь H_2SO_4, $H_2S_2O_7$, $H_2S_3O_{10}$, $H_2S_4O_{13}$ — густая маслянистая, дымящая на воздухе жидкость (*олеум*) — широко используется в промышленности. Под действием воды связи S — O — S разрываются и полисерные кислоты превращаются в серную.

Тетраэдрические структурные единицы в сульфатах могут объединяться также посредством атома или цепочки из атомов серы:



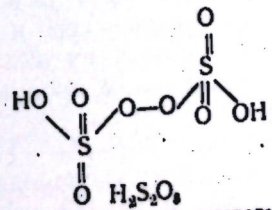
$H_2S_3O_6$ — сульфидодисульфат водорода (трисульфоновая кислота)



$H_2S_4O_6$ — пероульфидодисульфат водорода (тетратионовая кислота)

Соединения общей формулы $H_2S_xO_6$ ($x = 3 \div 6$) называются *политионовыми* кислотами.

Роль мостика, объединяющего тетраэдрические структурные единицы, может играть также пероксидная группировка атомов:



$H_2S_2O_8$ — пероксодисульфат водорода (пероксодисерная кислота)

Пероксодисерная кислота $H_2S_2O_8$ получается при электролизе серной кислоты или гидросульфатов. При этом на аноде протекает реакция

$$2HSO_4^- - 2e^- = H_2S_2O_8$$

Пироксодисерная кислота $H_2S_2O_8$, как и пироксомоносерная H_2SO_5, гидролизуется с образованием пероксида водорода:

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

$$H_2SO_5 + H_2O = H_2SO_4 + H_2O_2$$

Этим пользуются для получения перекиси водорода в технике.

Пероксосульфаты (VI) — сильные окислители, используются при проведении химического анализа и синтеза. Пироксосерные кислоты обугливают бумагу, сахар и даже парафин.

§ 3. Подгруппа селена

Селен Se, теллур Te и полоний Po — *p*-элементы с конфигурацией валентных электронов s^2p^4.

В образование связей у селена и его аналогов вовлекаются непарные электроны, а также одна или две электронные пары. Поэтому у *p*-элементов VI группы наблюдаются четные степени окисления: −2, +2, +4, +6.

В подгруппе селена, как и в других подгруппах *p*-элементов, с увеличением размеров атомов наблюдается общая тенденция к увеличению характерного координационного числа. Так, для серы и селена наиболее типичны координационные числа 3 и 4, а для теллура — 6, иногда даже 7 и 8.

При высшей степени окисления в ряду S — Se — Te — Po отчетливо наблюдается вторичная периодичность в изменении свойств соединений (см. рис. 137).

По содержанию на Земле (см. табл. 25) селен и теллур — рассеянные, а полоний — редкий элементы. Природный селен состоит из шести устойчивых изотопов, теллур — из семи. Получены также радиоактивные изотопы селена и теллура. Полоний стабильных изотопов не имеет. Для него известно свыше двадцати радиоактивных изотопов.

Собственные минералы селена и теллура встречаются редко. Чаще всего Se и Te сопутствуют самородной сере и в виде селенидов и теллуридов присутствуют в сульфидных рудах. Полоний содержится в урановых и ториевых минералах как продукт распада радиоактивного ряда урана.

Простые вещества. В ряду O—S—Se—Te—Po тип устойчивых молекул изменяется: от двухатомных кислорода O_2, затем циклических S_8 и Se_8 и цепных молекул Se_∞ и Te_∞ до металлического кристалла полония.

Как и сера, **селен** имеет полиморфные модификации. Наиболее устойчив, гексагональный или серый селен. Его кристаллы образованы зигзагообразными цепями Se_∞ (рис. 151). При быстром охлаждении жидкого селена получается красно-коричневая стекловидная модификация. Она образована неупорядоченно расположенными молекулами Se_∞ разной длины. Кристаллические разновидности красного селена состоят из циклических молекул Se_8, подобных S_8.

Серый селен — полупроводник ($\Delta E = 1{,}8$ эВ). Его электрическая проводимость резко (примерно в 1000 раз) возрастает при освещении. Полупроводниковые свойства проявляет также жидкий селен.

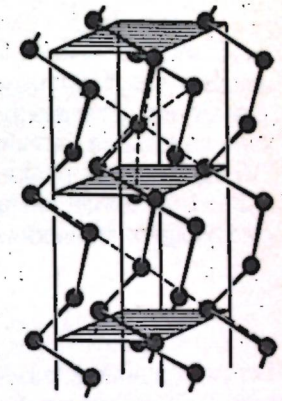


Рис. 151. Структура гексагональных селена и теллура

Устойчивые модификации **теллура** образованы зигзагообразными молекулами Te_∞. Гексагональная модификация теллура (рис. 151)—серебристо-белое металлоподобное кристаллическое вещество. Однако он хрупок, легко растирается в порошок. Его электрическая проводимость незначительна, но при освещении увеличивается, т. е. теллур — полупроводник ($\Delta E = 0{,}35$ эВ). Аморфный теллур (коричневого цвета) менее устойчив, чем аморфный селен, и при 25°C переходит в кристаллический.

Будучи изоморфными, гексагональные селен и теллур образуют между собой непрерывный ряд твердых растворов. При высоких температурах пары селена и теллура состоят из парамагнитных молекул Se_2 и Te_2. При понижении температуры они полимеризуются в молекулы $Э_4$, $Э_6$ и $Э_8$.

Полоний — мягкий металл серебристо-белого цвета, по физическим свойствам напоминающий висмут и свинец. Как видно, в ряду O — S — Se — Po структурные изменения и ослабление ковалентности связи Э — Э соответствуют изменению физических свойств; так, кислород и сера — диэлектрики, селен и теллур — полупроводники, а полоний обладает металлической проводимостью.

Некоторые константы простых веществ *p*-элементов VI группы приведены ниже:

	O_2	S (ромб.)	Se (гекс.)	Te (гекс.)	Po
Пл., г/см³	1,27*	2,07	4,82	6,25	9,3
Т. пл., °C	−218,8	119,3	220	449,8	254
Т. кип., °C	−182,97	444,6	685	990	962

* Для твердого кислорода.

S°_{298}, Дж/град×моль	205,04	31,9	42,1	49,50	—
ΔE, эВ	—	—	1,8	0,35	(металл)
E°_{298}, $Э+2H^+ + 2e^- = H_2Э$, В	1,23	+0,17	−0,40	−0,72	—

В ряду O — S — Se — Te — Po уменьшается окислительная и возрастает восстановительная активность, о чем, в частности, свидетельствует сопоставление их электродных потенциалов. Об уменьшении окислительной активности можно судить и по характеру изменения ΔG однотипных реакций с участием рассматриваемых простых веществ. Так, изменение энергии Гиббса в реакции $H_2 + Э = H_2Э$ отвечает следующим значениям:

	H_2O (г)	H_2S (г)	H_2Se (к)	H_2Te (г)
ΔG°_f, кДж/моль	−228,61	−33,8	+19,7	+85,2

Селен с водой и разбавленными кислотами не реагирует, в то время как теллур окисляется водой (при 100—160°C):

$$Te + 2H_2O = TeO_2 + 2H_2$$

Полоний реагирует с соляной кислотой как типичный металл:

$$Po + 2HCl = PoCl_2 + H_2$$

Подобно другим неметаллам Se и Te окисляются концентрированной HNO_3 до кислот. Полоний же в этих условиях образует солеподобные соединения:

$$Po + 8HNO_3 = Po(NO_3)_4 + 4NO_2 + 4H_2O$$

При кипячении в щелочных растворах селен и теллур, подобно сере, диспропорционируют:

$$3\overset{0}{Э} + 6KOH = \overset{+4}{K_2Э}O_3 + 2\overset{-2}{K_2Э} + 3H_2O$$

При нагревании селен, теллур и полоний довольно легко окисляются кислородом и галогенами, при сплавлении взаимодействуют с металлами.

Селен и теллур извлекают из отходов производства серной кислоты, накапливающихся в пылеуловителях, и из анодного шлама, образуемого при электролитической очистке цветных металлов. Для этого отходы и шлам окисляют, например, с помощью MnO_2. Образующиеся при этом SeO_2 и TeO_2 разделяют и восстанавливают диоксидом серы:

$$ЭO_2 + 2SO_2 = Э + 2SO_3$$

Изотоп ^{210}Po получают в атомных реакторах облучением висмута нейтронами:

$$^{209}Bi\ (n, \gamma)\ ^{210}Bi \xrightarrow{-\beta^-} {}^{210}Po$$

Как полупроводники селен и теллур используют для изготовления фотоэлементов оптических и сигнальных приборов. Кроме того, селен используют в стекольной промышленности для получения стекол рубинового цвета и др. Изотоп ^{210}Po ($T_{1/2}$ = 138,4 дня) применяют как источник α-частиц.

Соединения со степенью окисления селена, теллура и полония —2. У селена, теллура и полония степень окисления —2 проявляется соответственно в *селенидах*, *теллуридах* и *полонидах* — соединениях с менее электроотрицательными, чем они сами, элементами. В этих типах соединений проявляется аналогия элементов селена и теллура с кислородом и серой. Например:

оксиды:	H_2O,	Na_2O,	CO_2
сульфиды:	H_2S,	Na_2S,	CS_2
селениды:	H_2Se,	Na_2Se,	CSe_2
теллуриды:	H_2Te,	Na_2Te,	CTe_2

По методам получения, кристаллической структуре, растворимости и химическим свойствам селениды и теллуриды аналогичны сульфидам. Среди них имеются основные (K_2Se, K_2Te) и кислотные (CSe_2, CTe_2) соединения:

$$\underset{\text{основный}}{K_2Se} + H_2O \rightleftarrows KSeH + KOH; \qquad \underset{\text{кислотный}}{CSe_2} + 3H_2O = H_2CO_3 + 2H_2Se$$

Вследствие больших размеров и низкой электроотрицательности атомов $\overset{-2}{Se}$ и $\overset{-2}{Te}$ в качестве лигандов выступают редко. Поэтому реакции между селенидами и тем более между теллуридами разной химической природы не характерны.

В соответствии с усилением металлических признаков простых веществ в ряду O — S — Se — Te — Po возрастает склонность к образованию соединений типа интерметаллических. Большая группа селенидов и теллуридов — полупроводники. Наибольшее применение в качестве полупроводников имеют селениды и теллуриды элементов подгруппы цинка.

Селенид водорода H_2Se и теллурид водорода H_2Te в обычных условиях — газы с очень неприятным запахом, по структуре и свойствам напоминают H_2S:

	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
Т. пл., °C	0	−85,6	−65,7	−51
Т. кип., °C	100	−60,4	−41,4	−2
$d_{ЭН}$, нм	0,096	0,133	0,146	0,169
$E_{ЭН}$, кДж/моль	463	347	276	238
∠НЭН	104,5°	92,2°	91,0°	90°
$\Delta H^\circ_{f,298}$, кДж/моль	−285,8	−21	33	99,7
$\Delta G^\circ_{f,298}$, кДж/моль	−237,2	−33,8	19,7	85,2
K_1 иониз, в водном растворе	$1,8\cdot10^{-16}$	$1\cdot10^{-7}$	$1,7\cdot10^{-4}$	$1,0\cdot10^{-3}$

Как видно из приведенных данных, в ряду H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te по мере увеличения длины и уменьшения энергии связи ЭН устойчивость молекул падает. В отличие от оксида и сульфида водорода селенид и теллурид водорода — эндотермические соединения ($\Delta G_f^0 > 0$). При нагревании H_2Te легко распадается, а H_2Po разлагается уже при получении. Селенид и теллурид водорода можно получить действием воды или кислот на селениды и теллуриды некоторых металлов, например:

$$Al_2Te_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2Te$$

В воде H_2Se и H_2Te растворяются лучше, чем H_2S. Их растворы — слабые кислоты. Как видно из значений констант ионизации, в ряду H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te сила кислот возрастает, что объясняется уменьшением энергии связи ЭН. В этом же ряду растет восстановительная способность $H_2Э$.

Селенид водорода и его производные я д о в и т ы!

Соединения селена (II), теллура (II) и полония (II). Из производных Se(II), Te(II) и Po(II) лучше других изучены галиды. Относительная устойчивость соединений Э(II) в ряду O—S—Se—Te—Po увеличивается. В то время как для S и Se более характерны галиды типа $Э_2Hal_2$, для теллура и полония они неизвестны, но устойчивы дигалиды $TeHal_2$ и $PoHal_2$. Галиды Se(II) — кислотные соединения, а аналогичные производные Te(II), в особенности Po(II), по свойствам приближаются к солям.

Для химии Se(II) и Te(II) очень характерны реакции диспропорционирования, протекающие при нагревании и гидролизе галидов:

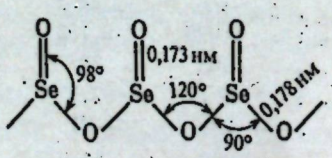
$$2\overset{+2}{Te}Cl_2 = \overset{+4}{Te}Cl_4 + \overset{0}{Te}$$

$$2\overset{+2}{Se}Cl_2 + 3H_2O = \overset{0}{Se} + H_2\overset{+4}{Se}O_3 + 4HCl$$

Соединения селена (IV), теллура (IV) и полония (IV). Степень окисления +4 селена, теллура и полония проявляется в диоксидах $ЭO_2$, тетрагалидах $ЭHal_4$, оксодигалидах $ЭOHal_2$, а также соответствующих анионных комплексах, например, типа $[ЭO_3]^{2-}$, $[ЭHal_6]^{2-}$. Для полония (IV), кроме того, характерны солеподобные соединения типа $Po(SO_4)_2$, $Po(NO_3)_4$.

В отличие от серы у селена и его аналогов д и о к с и д ы $ЭO_2$ в обычных условиях — полимерные соединения.

Так, SeO_2 (т. возг. 315°C) имеет цепочечное строение, соответствующее sp^3-гибридному состоянию атома селена:



Диоксид теллура TeO_2 (т. пл. 733°C) имеет структуру типа рутила (см. рис. 70, *б*), т. е. координационное число Te равно 6. Желтая модификация

PoO_2 (т. возг. 885°C) имеет кубическую решетку типа CaF_2 (см. рис. 70, *а*) с координационным числом атома полония 8.

В ряду SeO_2 — TeO_2 — PoO_2 отчетливо наблюдается ослабление кислотных свойств. Так, SeO_2 легко растворяется в воде, образуя *селенистую кислоту* H_2SeO_3:

$$SeO_2 + H_2O = H_2SeO_3$$

Диоксид теллура в воде не растворяется, но взаимодействует с растворами щелочей:

$$TeO_2 + 2KOH = K_2TeO_3 + H_2O$$

Диоксид же полония с щелочами реагирует только при сплавлении, а с кислотами взаимодействует как основный оксид:

$$PoO_2 + 2H_2SO_4 = Po(SO_4)_2 + 2H_2O$$

Производные $ЭO_3^{2-}$ — называются *селенитами*, *теллуритами* и *полонитами*.

В отличие от H_2SO_3 триоксоселенат (IV) водорода H_2SeO_3 выделен в свободном состоянии. Это — твердое вещество, которое легко теряет воду (при 70°C). H_2TeO_3 склонен к полимеризации, и поэтому при действии кислот на теллуриты выделяется осадок переменного состава $TeO_2 \cdot nH_2O$.

Кроме жидкого SeF_4, т е т р а г а л и д ы — твердые вещества (т. пл. 100—350°C). Они образуются при взаимодействии простых веществ. Будучи кислотными соединениями, $ЭHal_4$ довольно легко (в особенности $SeHal_4$) гидролизуются:

$$SeCl_4 + 3H_2O = H_2SeO_3 + 4HCl$$

и взаимодействуют с основными галидами:

$$2KI + TeI_4 = K_2[TeI_6]; \qquad 2KCl + PoCl_4 = K_2[PoCl_6]$$

Комплексные галиды селена (IV) и его аналогов отвечают составу $\overset{+1}{M}[ЭHal_5]$ и $\overset{+2}{M}[ЭHal_6]$. Ионы $[ЭHal_5]^-$ изоструктурны IF_5 (см. рис. 51, *е*). Комплексные галиды образуются также при взаимодействии $ЭO_2$ с концентрированными галогеноводородными кислотами:

$$TeO_2 + 6HI = H_2[TeI_6] + 2H_2O$$

Оксид SeO_2 (а также SeO_3^{2-}) по сравнению с SO_2 (и SO_3^{2-}) проявляют в большей степени окислительные свойства, чем восстановительные. Например, SeO_2 легко окисляет SO_2:

$$2SO_2 + SeO_2 = Se + 2SO_3$$

Для окисления же производных Э (IV) необходимы сильные окислители.

Соединения селена (VI), теллура (VI) и полония (VI). Для селена (VI) и теллура (VI) известны бинарные соединения с кислородом и фтором:

SeO_3	TeO_3	SeF_6	TeF_6
SeO_4^{2-}	TeO_6^{6-}	—	TeF_7^-

Соединения полония (VI) неустойчивы.

Как и SO_3, триоксид селена SeO_3 (т. пл. 118,5°С, т. разл. >185°С) — белого цвета, известен в виде стекловидной и асбестовидной модификаций. С водой SeO_3 взаимодействует очень энергично, образуя *селеновую* кислоту.

Триоксид теллура TeO_3 также имеет две модификации. В воде практически не растворяется, но взаимодействует со щелочами. Триоксид селена SeO_3 получают действием SO_3 на селенаты (VI), а TeO_3 — обезвоживанием гексаоксотеллурата (VI) водорода:

$$K_2SeO_4 + SO_3 = K_2SO_4 + SeO_3; \qquad H_6TeO_6 = TeO_3 + 3H_2O$$

Тетраоксоселенаты по составу, кристаллической структуре и растворимости напоминают тетраоксосульфаты. Их получают окислением производных низких степеней окисления селена в щелочной среде, например:

$$\overset{-2}{K_2Se} + 4\overset{+5}{NaNO_3} \xrightarrow[\text{сплавление}]{} \overset{+6}{K_2SeO_4} + 4\overset{+3}{NaNO_2}$$

Тетраоксоселенат (VI) водорода H_2SeO_4 — белое кристаллическое вещество (т. пл. 62,4°С). Как и H_2SO_4, он жадно поглощает воду, обугливает органические вещества. Его водный раствор — сильная кислота, называемая *селеновой* ($K_1 = 1 \cdot 10^3$, $K_2 = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$). Из растворов выделяются кристаллогидраты ($H_2SeO_4 \cdot H_2O$, $H_2SeO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SeO_4 \cdot 4H_2O$), являющиеся селенатами оксония.

Для теллура (VI), как и для других *p*-элементов 5-го периода, устойчивое координационное число по кислороду равно 6. Производные гексаоксотеллурат (VI)- комплекса TeO_6^{6-} — образуются при сплавлении со щелочами производных Te (IV) в присутствии окислителей.

Гексаоксотеллурат (VI) водорода H_6TeO_6 — белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в горячей воде. Теллуровая кислота очень слабая ($K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$). При нейтрализации H_6TeO_6 щелочью образуются гидротеллураты, например: $\overset{+1}{M}[TeO(OH)_5]$ ($\overset{+1}{M}H_5TeO_6$), $\overset{+1}{M}_2[TeO_2(OH)_4]$ ($\overset{+1}{M}_2H_4TeO_6$). Получены также производные типа Ag_6TeO_6, Hg_3TeO_6.

Другие селенаты (VI) и теллураты (VI), например $H[SeO_3Cl]$ и $H[TeOF_5]$, в водных растворах — сильные кислоты; постепенно гидролизуются.

Гексафториды SeF_6 (т. возг. —46,6°С) и TeF_6 (т. возг. —38,6°С) — бесцветные газы; их молекулы имеют форму октаэдра. В отличие от SF_6 и SeF_6 гексафторид теллура гидролизуется значительно легче, что обусловлено координационной ненасыщенностью теллура:

$$TeF_6 + 6H_2O = H_6TeO_6 + 6HF$$

По этой же причине TeF_6 дает фторотеллураты (VI), например $Cs_2[TeF_8]$, $Ba[TeF_7]_2$.

Соединения селена (VI) менее устойчивы, чем соответствующие соединения серы (VI). Так, при нагревании SeO_3 и H_2SeO_4 разлагаются с выделением кислорода. Поэтому H_2SeO_4 — более сильный окислитель, чем H_2SO_4:

$$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = H_2SeO_3 + H_2O, \quad E^0 = 1{,}15 \text{ В};$$

$$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = H_2SO_3 + H_2O, \quad E^0 = 0{,}17 \text{ В}.$$

Например, H_2SeO_4 окисляет концентрированную соляную кислоту:

$$\overset{+6}{H_2SeO_4} + 2HCl \rightleftarrows \overset{+4}{H_2SeO_3} + Cl_2 + H_2O$$

За счет выделения атомарного хлора смесь H_2SeO_4 и HCl — сильнейший окислитель, растворяет золото и платину. Окислительные свойства H_6TeO_6 выражены слабее, чем у H_2SeO_4.

Помимо полупроводниковой техники соединения селена и теллура используются в химическом синтезе, в частности для получения разнообразных селен- и теллурорганических соединений. Многие соединения селена и теллура токсичны. Полоний еще опаснее ввиду его радиоактивности.

Глава 4

p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Элементы главной подгруппы V группы — азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi. Согласно электронным конфигурациям их атомов

N	$1s^2 2s^2 2p^3$
P	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
As	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
Sb	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
Bi	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$

азот и фосфор относят к типическим элементам, а мышьяк, сурьму и висмут объединяют в подгруппу мышьяка. Основные константы *p*-элементов V группы приведены ниже:

	$_{7}N$	$_{15}P$	$_{33}As$	$_{51}Sb$	$_{83}Bi$
Атомная масса . .	14,0067	30,9738	74,9216	121,75	208,980
Валентные электроны	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$

Металлический атомный радиус, нм	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
Ковалентный атомный радиус, нм	0,077	0,110	0,121	0,141	—
Условный радиус иона $Э^{3-}$, нм	0,148	0,186	0,192	0,208	0,213
Условный радиус иона $Э^{5+}$, нм	0,015	0,035	0,047	0,062	0,074
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	14,53	10,484	9,81	8,639	7,287
Содержание в земной коре, мол. доли, %	0,25	0,05	$1{,}5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$1{,}7 \cdot 10^{-6}$
Природные изотопы	^{14}N (99,64%) ^{15}N (0,36%)	^{31}P (100%)	^{75}As (100%)	^{121}Sb (57,3%) ^{123}Sb (42,7%)	^{209}Bi (100%)

Как видно из приведенных данных, в ряду As — Sb — Bi размеры атомов и ионов увеличиваются, энергии ионизации уменьшаются. Этим обусловлено ослабление признаков неметаллических элементов и усиление признаков металлических элементов.

§ 1. Азот

Азот ($1s^2 2s^2 2p^3$) — типичный неметаллический элемент, по электроотрицательности (3,0) уступает лишь фтору и кислороду. Как и у других *p*-элементов 2-го периода, у азота четыре валентные орбитали могут находиться в состоянии sp^3, sp^2 или *sp*-гибридизации. При двух последних гибридных состояниях возможно образование соответственно одной и двух π-связей. Степени окисления азота в соединениях −3, −1, +1, +3, +5, а также +2 и +4.

Природный азот состоит из двух устойчивых изотопов: ^{14}N (99,635%) и ^{15}N (0,365%). Содержание азота на Земле составляет 0,03 мол. доли, %. Основная масса его входит в состав атмосферы (78, об. долей, %) в виде простого вещества. Из минералов промышленное значение имеют чилийская $NaNO_3$ и индийская KNO_3 селитры. Азот входит в состав белковых тел всех растительных и животных организмов, обнаружен в газовых туманностях и солнечной атмосфере, на Уране и Нептуне и др.

Простое вещество. Электронная конфигурация молекулы азота N_2.

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_s^{разр})^2 (\pi_p^{св})^4 (\sigma_p^{св})^2,$$

что отвечает тройной связи между атомами азота: $N \equiv N$ (d_{NN} = = 0,1095 нм). Вследствие этого молекула N_2 исключительно прочна.

$$N_2 \rightleftarrows 2N; \quad \Delta H^0_{298} = 945{,}3 \text{ кДж/моль}, \quad K_{298} = 10^{-120},$$

Даже при 3000°С степень диссоциации молекулярного азота на атомы достигает всего лишь 0,1%.

Вследствие прочности молекулы N_2 многие соединения азота эндотермичны. Кроме того, энтропия их образования отрицательна (N_2 — газ). Отсюда молекулярный азот химически малоактивен, а соединения азота термически малоустойчивы и относительно легко разлагаются при нагревании. Поэтому азот на Земле находится главным образом в свободном состоянии.

Молекула N_2 слабо поляризуется. Силы взаимодействия между молекулами N_2 очень слабые и не могут препятствовать беспорядочному движению молекул (энтальпийный фактор проявляется значительно слабее, чем энтропийный). Поэтому в обычных условиях молекулярный азот — газ. Температуры плавления азота (—210, 0°С) и кипения (—195,8°С) очень низкие; он плохо растворяется в воде и других растворителях.

В обычных условиях азот непосредственно взаимодействует лишь с литием с образованием Li_3N. При активации молекул N_2 (нагреванием, действием электроразряда или ионизирующих излучений) азот обычно выступает как окислитель и лишь при взаимодействии с фтором и кислородом — как восстановитель.

В промышленности азот получают фракционированной перегонкой жидкого воздуха, в лаборатории — термическим разложением соединений, чаще всего NH_4NO_2:

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+3}{N}O_2 = \overset{0}{N}_2 + 2H_2O$$

Основная масса получаемого азота используется для синтеза аммика; азот применяют также для создания инертной атмосферы в химических и других производствах.

Соединения со степенью окисления азота −3. При высоких температурах азот окисляет многие металлы и неметаллы, образуя н и т р и д ы:

$$3Mg + N_2 = Mg_3N_2; \quad 2B + N_2 = 2BN; \quad 3H_2 + N_2 = 2H_3N$$

Свойства нитридов более или менее закономерно изменяются по периодам и группам периодической системы. Например, в малых периодах наблюдается переход от основных нитридов к кислотным:

$$\underbrace{Na_3N,\ Mg_3N_2}_{\text{основные}} \qquad \underbrace{AlN}_{\text{амфотерный}} \qquad \underbrace{Si_3N_4,\ P_3N_5,\ S_4N_4,\ Cl_3N}_{\text{кислотные}}$$

Нитриды *s*-элементов I и II групп, например Li_3N и Mg_3N_2 — кристаллические вещества. При температуре выше 300°С разлагаются. Нитриды этого типа химически довольно активны. Они, например, легко разлагаются водой, образуя щелочь и аммиак:

$$\underset{\text{основный}}{Li_3N} + 3HOH = 3LiOH + H_3N$$

Нитриды галогенов — эндотермические соединения. В свободном состоянии выделен лишь жидкий Cl_3N ($\Delta H_f^0 = 229$ кДж/моль); легко разлагающийся со взрывом. По химической природе — это кислотное соединение:

$$\underset{\text{кислотный}}{Cl_3N} + 3H_2O = 3HClO + H_3N$$

Нитриды BN, AlN и Si_3N_4, Ge_3N_4 — твердые полимерные вещества с высокими температурами плавления (2000—3000°С); они либо диэлектрики, либо полупроводники.

Весьма разнообразны нитриды *d*-элементов. Это кристаллические вещества переменного состава. Чаще всего встречаются нитриды типа MN(TiN, VN, CrN), M_2N(Nb_2N, Cr_2N, Mo_2N). Они проявляют металлические свойства: имеют металлический блеск и электронную проводимость. Нитриды этого типа отличаются высокой твердостью и тугоплавкостью, часто превышающей тугоплавкость исходного металла:

	Ti	Zr	Hf	V	Nb	Ta
Т. пл., °С	1668	1855	2220	1900	2470	3015
	TiN	ZrN	HfN	VN	NbN	TaN
Т. пл., °С	3220	2950	2982	2050	2573	3090
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—308,3	—336,4	—340,8	—223,8	—215	—218,2

Большинство из нитридов *d*-элементов химически очень стойки: не разрушаются водой, растворами кислот, расплавленными металлами, устойчивы против окисления на воздухе. Перечисленные особенности позволяют использовать нитриды в качестве высокопрочных материалов.

Получены также бинарные нитриды *d*-элементов, по составу отвечающие обычным степеням окисления элементов, например Zr_3N_4, Ta_3N_5.

Взаимодействие основного и кислотного нитридов приводит к образованию смешанных нитридов, например Li_3AlN_2, Li_5GeN_3, Li_5TiN_3, Li_9WN_5:

$$Li_3N + AlN = Li_3AlN_2$$

$$\underset{\text{основный}}{5Li_3N} + \underset{\text{кислотный}}{Ge_3N_4} = 3Li_5GeN_3$$

Из ковалентных нитридов наибольшее практическое значение имеет нитрид водорода H_3N — *аммиак*. В обычных условиях это бесцветный газ с резким удушающим запахом. Молекула H_3N имеет форму тригональной пирамиды ($d_{NH} = 0{,}1015$ нм, $\angle HNH = 107{,}3°$). Согласно теории валентных связей атом азота в молекуле H_3N находится в состоянии sp^3-гибридизации. Из четырех sp^3-гибридных орбиталей азота три участвуют в образовании трех σ-связей N — H, а четвертую орбиталь занимает несвязывающая электронная пара. В терминах теории молекулярных орбиталей это соответствует заполнению трех связывающих и одной почти несвязывающей молекулярной σ-орбитали:

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_x^{св})^2 (\sigma_y^{св})^2 (\sigma_z)^2.$$

На рис. 152 приведена энергетическая диаграмма орбиталей молекулы аммиака. Из семи исходных атомных орбиталей (2*s*-, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей азота и 1*s*-орбиталей трех атомов водорода) возникает семь молекулярных орбиталей: три $\sigma^{св}$-, три $\sigma^{разр}$- и одна несвязывающая σ_z-.

В соответствии с характером распределения электронов по орбиталям молекула H_3N имеет три первых потенциала ионизации (22,4; 15,2 и 10,5 эВ), что отвечает удалению электрона с одного из трех заполненных энергетических уровней.

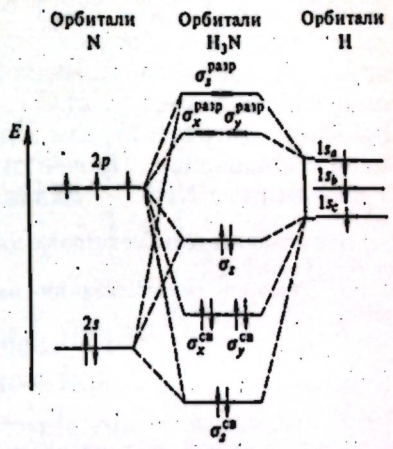


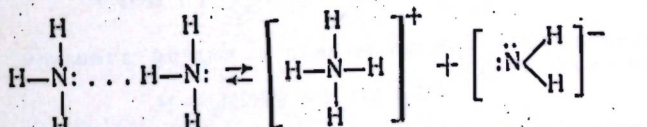
Рис. 152. Энергетическая диаграмма орбиталей пирамидальной молекулы без π-связывания на примере H_3N

Вследствие sp^3-гибридизации валентных орбиталей атома азота несвязывающее двухэлектронное облако отчетливо ориентировано в пространстве (см. рис. 50). Поэтому молекула H_3N — резко выраженный донор электронной пары и обладает высокой полярностью ($\mu = 0{,}49 \cdot 10^{-29}$ Кл · м).

Полярность связи N — H обусловливает между молекулами H_3N водородную связь. Поэтому температуры плавления (—77,75°С) и кипения (—33,42°С) аммиака довольно высоки, он характеризуется значительной энтальпией испарения и легко сжижается. На этом основано его применение в холодильных машинах. Жидкий аммиак хранят в стальных баллонах.

Среди водородных соединений *p*-элементов V группы аммиак занимает такое же особое положение, как вода среди водородных соединений *p*-элементов VI группы и как фторид водорода среди галогеноводородов.

Собственная ионизация аммиака



ничтожно мала, и ионное произведение аммиака $[NH_4^+][NH_2^-]$ составляет всего лишь $2 \cdot 10^{-33}$ (при —50°С).

Жидкий аммиак, как и вода, — сильный ионизирующий растворитель. При этом производные NH_4^+ в жидком аммиаке (подобно производным OH_3^+ в воде) ведут себя как кислоты (*аммонокислоты*), а производные NH_2^- (подобно производным OH^- в воде) — как основания (*аммонооснования*). Например, сильными кислотами в жидком аммиаке являются NH_4Cl, NH_4NO_3, а основаниями — KNH_2, $Ba(NH_2)_2$. Дигидронитриды $Zn(NH_2)_2$, $Al(NH_2)_3$ ведут себя как амфотерные соединения. Производные NH_2^- называются также *амидами*, а производные NH^{2-} — *имидами*.

Ниже приведены некоторые типы реакций в жидком аммиаке и для сравнения в воде.

1. Реакция нейтрализации между аммоноосновaниями и аммонокислотами:

$$KNH_2 + NH_4Cl = KCl + 2H_3N$$

$$KOH + OH_3Cl = KCl + 2H_2O$$

2. Растворение в аммонокислотах нерастворимых в жидком аммиаке основных и амфотерных нитридов, гидронитридов и дигидронитридов:

$$Ca_3N_2 + 6NH_4Cl = 3CaCl_2 + 8H_3N$$

$$CaO + 2OH_3Cl = CaCl_2 + 3H_2O$$

$$Zn(NH_2)_2 + 2NH_4Cl = [Zn(NH_3)_4]\,Cl_2$$

$$Zn(OH)_2 + 2OH_3Cl = [Zn(OH_2)_4]\,Cl_2$$

3. Растворение в аммоношелочах нерастворимых в жидком аммиаке кислотных и амфотерных нитридов, гидронитридов и дигидронитридов:

$$6KNH_2 + C_3N_4 = 3K_2[CN_2] + 4H_3N$$

$$2KOH + CO_2 = K_2[CO_3] + H_2O$$

$$2KNH_2 + Zn(NH_2)_2 = K_2[Zn(NH_2)_4]$$

$$2KOH + Zn(OH)_2 = K_2[Zn(OH)_4]$$

4. Аммонолиз веществ, растворенных в жидком аммиаке:

$$PCl_5 + 8H_3N = PN(NH_2)_2 + 5NH_4Cl$$

$$PCl_5 + 9H_2O = PO(OH)_3 + 5OH_3Cl$$

$$SO_2Cl_2 + 4H_3N = SO_2(NH_2)_2 + 2NH_4Cl$$

$$SO_2Cl_2 + 4H_2O = SO_2(OH)_2 + OH_3Cl$$

5. Взаимодействие простых веществ с жидким аммиаком, аммонокислотами и аммоношелочами:

$$2K + 2H_3N = 2KNH_2 + H_2$$

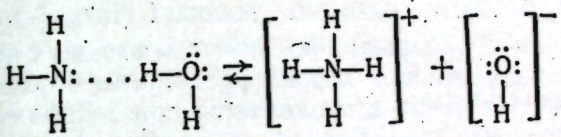
$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$$

$$Mg + 2NH_4Cl + 4H_3N = [Mg(NH_3)_6]\,Cl_2 + H_2$$

$$Mg + 2OH_3Cl + 4H_2O = [Mg(OH_2)_6]\,Cl_2 + H_2$$

Жидкий аммиак как растворитель широко применяется для проведения различных синтезов.

Аммиак очень хорошо растворяется в воде (при 20°С в одном объеме H_2O растворяется около 700 объемов H_3N). Хорошая растворимость объясняется образованием водородной связи между молекулами H_3N и H_2O. Поскольку молекула H_3N — лучший акцептор протона, чем H_2O (с. 134), то в растворе имеет место ионизация:



Появление ионов OH^- создает щелочную среду раствора. Но, как это видно из значения константы ионизации

$$K = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3 \cdot H_2O]} = 1{,}8 \cdot 10^{-5},$$

реакция протекает в незначительной степени. В 1 М растворе ионизируется, например, всего лишь 0,4% молекул H_3N и H_2O.

При взаимодействии ионов NH_4^+ и OH^- вновь образуются молекулы H_3N и H_2O, между которыми имеет место водородная связь. Следовательно, ионное соединение NH_4OH (гидроксид аммония) не существует, как не существуют гидроксид оксония OH_3OH и дигидронитрид аммония NH_4NH_2.

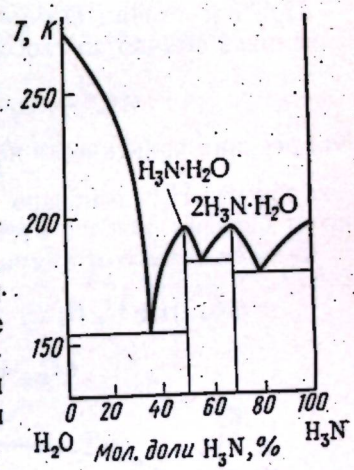
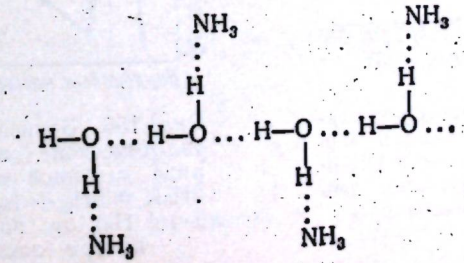


Рис. 153. Диаграмма состояния системы H_2O—H_3N

Из водных растворов аммиака выделяются два кристаллогидрата (рис. 153) $H_3N \cdot H_2O$ (т. пл. — 79°С) и $2H_3N \cdot H_2O$ (т. пл. —78,8°С), устойчивые лишь при низкой температуре. Молекулы аммиака и воды связаны в кристаллогидратах водородной связью. Так, $H_3N \cdot H_2O$ имеет структуру, в основе которой лежат цепи из молекул воды, объединенных водородными связями. Цепи между собой объединяются молекулами аммиака в трехмерную решетку также посредством водородных связей:



Ионы NH_4^+ значительно легче образуются при взаимодействии аммиака с кислотами, например:

$$H_3N + HClO_4 = NH_4ClO_4$$

При этом чем сильнее кислоты, тем устойчивее их аммонийные производные. Например, в ряду NH_4F — NH_4Cl — NH_4Br — NH_4I термическая устойчивость солей возрастает.

Вследствие близости размеров ионов NH_4^+($r_{NH_4^+} = 0{,}143$ нм) и K^+($r_{K^+} = 0{,}133$ нм) соли аммония по свойствам сходны с солями калия. Так, почти все соли аммония хорошо растворимы и полностью диссоциируют в воде. Их отличие проявляется при гидролизе, поскольку ионы NH_4^+ и OH^- связываются в гидрат аммиака и возникает кислая среда:

$$NH_4^+ + 2HOH \rightleftarrows H_3N \ldots H_2O + OH_3^+, \quad K_{298} = 5{,}5 \cdot 10^{-10}.$$

При нагревании аммиак проявляет восстановительные свойства, окисляясь обычно до свободного азота:

$$4\overset{-3}{H_3N} + 3O_2 = \overset{0}{2N_2} + 6H_2O, \quad K_{298} = 10^{229}.$$

Эта реакция практически необратима ($\Delta H < 0$). На восстановительной способности H_3N основано применение NH_4Cl (*нашатыря*) для очистки от оксидов поверхности металлов при пайке.

В промышленности аммиак получают синтезом из простых веществ:

$$^1/_2\,N_2\,(г) + {}^3/_2\,H_2\,(г) \rightleftarrows H_3N\,(г); \quad \Delta H^0_{298} = -46{,}19\ кДж/моль,$$

$$\Delta S^0_{298} = -398{,}9\ Дж/(град \cdot моль).$$

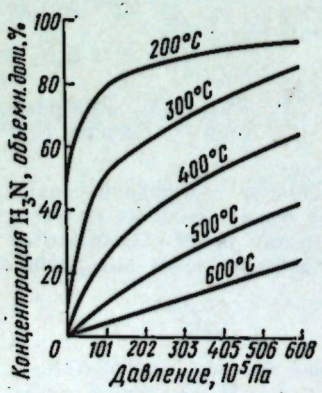


Рис. 154. Равновесная концентрация аммиака в азото-водородной смеси ($N_2 + 3H_2$) как функция давления и температуры

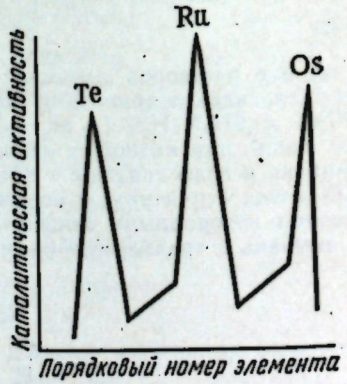


Рис. 155. Зависимость каталитической активности ряда металлов в реакции $2H_3N \rightleftarrows 3H_2 + N_2$ (800° С, $1 \cdot 10^5$ Па) от порядкового номера элемента

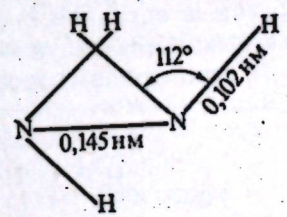
Поскольку энтальпия образования аммиака невелика, а его синтез сопровождается уменьшением энтропии в соответствии с принципом Ле Шателье, процесс проводят (рис. 154) при высоком давлении (10^7—10^8 Па). Для ускорения реакции применяют катализатор. В качестве катализатора наибольшую активность проявляют простые вещества элементов подгруппы железа (рис. 155). В технике обычно применяют железный катализатор (с добавлением активаторов). Процесс ведут при 400—500°С.

Аммиак выделяется также при коксовании каменного угля. В лаборатории его получают действием щелочей на аммонийные соли. Основная масса производимого аммиака используется для получения азотной кислоты и азотистых удобрений — жидкого аммиака и его водных растворов, NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$ и др. Водный раствор аммиака (*аммиачная вода*) — важный реактив для проведения различных реакций.

Соединения со степенью окисления азота —2. Азот, как и кислород, образует соединения перекисного типа — п е р н и т р и д ы. Последние можно рассматривать как производные радикалов, образующихся при последовательном разрыве связей в молекуле N_2:

	$\ddot{N} \equiv \ddot{N}$	$-\ddot{N}=\ddot{N}-$	$\rangle\ddot{N}-\ddot{N}\langle$
d_{NN}, нм	0,1095	0,125	0,1455
k_{NN}, Н/м	2360	—	250

Простейшим представителем пернитридов является пернитрид водорода H_4N_2, называемый *гидразином* или *диамидом*. Молекула гидразина полярна ($\mu = 0{,}62 \cdot 10^{-29}$ Кл · м), ее структура может быть представлена схемой



Гидразин — бесцветная жидкость (т. пл. 2°С, т. кип. 113,5°С), молекулы которой соединены водородной связью. Собственная ионизация жидкого гидразина

$$N_4H_2 \ldots N_4H_2 \rightleftarrows N_2H_5^+ + N_2H_3^-$$

$$H_4N_2 \ldots H_4N_2 \rightleftarrows \left[\begin{array}{l} H \\ H-N-\overset{H}{\underset{H}{N}}-H \end{array}\right]^+ + \left[\begin{array}{l} \ddot{N}-\ddot{N}: \\ H\ \ H \end{array}\right]^-$$

гидразоний-ион гидразид-ион

незначительна. Ионное произведение $[N_2H_5^+][N_2H_3^-] = 2 \cdot 10^{-25}$ (при —33,4°С).

Гидразин — хороший ионизирующий растворитель. С водой и спиртом он смешивается в любых соотношениях. Водные растворы его показывают щелочную среду:

$$H_4N_2 \ldots HOH \rightleftarrows N_2H_5^+ + OH^-, \quad K_{298} = 8{,}5 \cdot 10^{-7};$$

$$N_2H_5^+ \ldots HOH \rightleftarrows N_2H_6^{2+} + OH^-, \quad K_{298} = 8{,}5 \cdot 10^{-15}.$$

Являясь донором двух электронных пар, гидразин с кислотами образует два ряда гидразоний-производных, представляющих собой соли, например $[N_2H_5]Cl$, $[N_2H_6]Cl_2$, $[N_2H_6]SO_4$.

Растворы гидразина получают осторожным окислением аммиака гипохлоритом:

$$2\overset{-3}{H_3N} + NaClO = \overset{-2}{H_4N_2} + NaCl + H_2O$$

Гидразин — эндотермическое соединение ($\Delta H_f^0 = +55{,}5$ кДж/моль, $\Delta G_f^0 = +149{,}2$ кДж/моль). Гидразин и производные гидразоний-ионов значительно менее устойчивы, чем аммиак и производные аммония. Гидразин — сильный восстановитель:

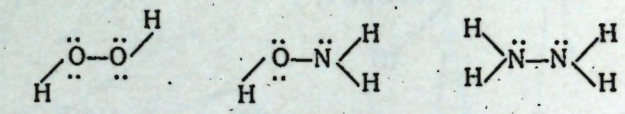
$$4KMnO_4 + 5\overset{-2}{H_4N_2} + 6H_2SO_4 = 5\overset{0}{N_2} + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 16H_2O$$

На воздухе H_4N_2 может гореть с большим выделением теплоты:

$$H_4N_2\ (ж) + O_2\ (г) = N_2\ (г) + 2H_2O\ (ж), \quad \Delta H_{298}^0 = -622\ кДж/моль.$$

Пернитрид водорода состава H_2N_2 (*диимид*) очень неустойчив, но известны его многочисленные органические производные.

Соединения со степенью окисления азота —1. Промежуточное положение между пероксидом и пернитридом водорода по составу и структуре занимает *гидроксиламин*:

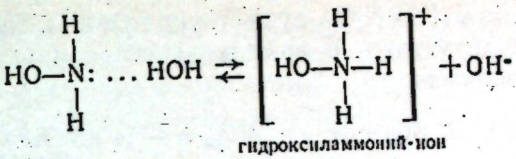


пероксид водорода гидроксиламин гидразин

Это — белое кристаллическое вещество (т. пл. 33°С, $\Delta G_f^0 = -17{,}4$ кДж/моль), образуется при восстановлении раствора HNO_3 атомарным водородом в процессе электролиза:

$$HNO_3 + 6H = NH_2OH + 2H_2O$$

Гидроксиламин — донор электронной пары; образует водородные связи. С водой NH_2OH смешивается в любых отношениях. Подобно H_3N и H_4N_2, в воде NH_2OH — слабое основание ($K = 2 \cdot 10^{-8}$):



гидроксиламмоний-ион

С кислотами дает соли гидроксиламмония $[NH_3OH]^+$, например $[NH_3OH]Cl$, $[NH_3OH]NO_3$, $[NH_3OH]_2SO_4$

$$NH_2OH + HCl = [NH_3OH]Cl$$

Соли гидроксиламмония — устойчивые бесцветные кристаллические вещества, растворимые в воде.

В ряду H_2O_2 — NH_2OH — H_4N_2 окислительная активность падает, а восстановительная возрастает. Так, если для H_2O_2 наиболее характерны окислительные свойства, а для H_4N_2 — восстановительные, то NH_2OH в щелочной среде является сильным восстановителем, а в кислой среде отчетливо проявляет окислительные свойства:

$$\underset{\text{восстановитель}}{\overset{-1}{2NH_2OH}} + I_2 + 2KOH = \overset{0}{N_2} + 2KI + 4H_2O$$

$$\underset{\text{окислитель}}{\overset{-1}{2NH_2OH}} + 4FeSO_4 + 3H_2SO_4 = 2Fe_2(SO_4)_3 + (\overset{-3}{NH_4})_2SO_4 + 2H_2O$$

Как и пероксид водорода, NH_2OH легко разлагается (в особенности при нагревании) по механизму диспропорционирования:

$$\underset{\substack{\text{окислитель —}\\ \text{восстановитель}}}{\overset{-1}{3NH_2OH}} = \overset{-3}{H_3N} + \overset{0}{N_2} + 3H_2O$$

Гидроксиламин и соли гидроксиламмония применяются главным образом в органическом синтезе.

Будучи донорами электронных пар, NH_2OH и H_4N_2, как и H_3N, могут входить в качестве лигандов в комплексные соединения. Например: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Co(NH_2OH)_6]Cl_3$, $[Co(N_2H_4)_6]Cl_3$.

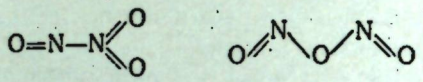
Соединения азота (III). Для азота в степени окисления +3 известны фторид NF_3, оксид N_2O_3, оксогалиды NOHal, фторохлорид NF_2Cl, а также производные аниона NO_2^-

Трифторид азота NF_3 в обычных условиях — бесцветный газ (т. кип. —129°С, т. пл. —209°С). Получают его при окислении аммиака фтором. Молекула NF_3 имеет пирамидальное строение ($d_{NF} = 0{,}137$ нм, $\angle FNF = 102°$). В отличие от H_3N электрический момент диполя NF_3 (с. 84) очень мал (всего $0{,}07 \cdot 10^{-29}$ Кл · м). Электронодонорных свойств NF_3 практически не проявляет. По отношению к нагреванию и различным химическим воздействиям трифторид весьма устойчив, вступает в реакции только выше 100°С. В воде он практически нерастворим, гидролиз начинает протекать лишь при пропускании электрической искры через смесь его с водяным паром.

Оксид азота (III) N_2O_3 существует только в твердом состоянии при низких температурах. В виде жидкости и пара в значительной степени диссоциирован:

$$N_2O_3 \rightleftarrows NO_2 + NO, \quad \Delta G^0_{298} = -14 \text{ кДж/моль}.$$

Его получают охлаждением смеси NO_2 и NO. Согласно данным, полученным с помощью инфракрасной спектроскопии, полагают, что кристаллы N_2O_3 состоят из стабильной модификации $ONNO_2$ и нестабильной ONONO:

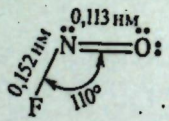


Жидкий N_2O_3 интенсивно-синего цвета, замерзает (при —100°С), образуя кристаллы светло-синей окраски.

Оксид азота (III) — кислотный оксид, легко поглощается щелочами, образуя *нитриты*:

$$N_2O_3 + 2NaOH = 2NaNO_2 + H_2O$$

Молекулы оксогалидов азота (III) (галиды нитрозила) имеют угловую форму:

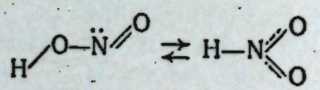


В обычных условиях — это относительно малостойкие газообразные вещества. В ряду NOF — NOCl — NOBr устойчивость соединений падает, а NOI получить не удалось. По химической природе фториды, оксогалиды, как и оксид азота (III), — кислотные соединения, о чем свидетельствует, например, их отношение к воде:

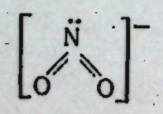
$$2NF_3 + 3H_2O \text{ (пар)} = N_2O_3 + 6HF; \qquad NOCl + H_2O = HNO_2 + HCl$$

$$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$$

Диоксонитрат (III) водорода HNO_2 известен лишь в водном растворе, который является кислотой ($K = 4 \cdot 10^{-4}$), называемой *азотистой*. Для HNO_2 вероятны две таутомерные структуры:



Диоксонитрат (III), или *нитрит-ион* NO_2^-, имеет угловую форму:



Нитриты (III) металлических элементов достаточно устойчивы, а нитриты щелочных металлов даже возгоняются без разложения. Последние получаются при растворении N_2O_3 в щелочах.

Производные азота (III) проявляют и восстановительные, и окислительные свойства:

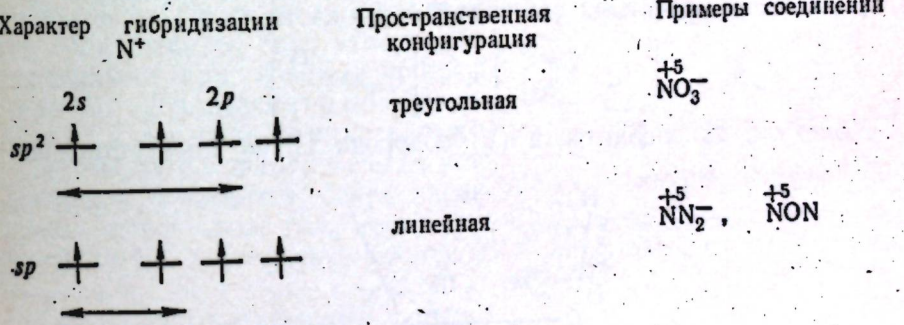
$$\underset{\text{окислитель}}{2\overset{+3}{N}aNO_2} + 2KI + 2H_2SO_4 = I_2 + 2\overset{+2}{N}O + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2KMnO_4 + \underset{\text{восстановитель}}{5\overset{+3}{N}aNO_2} + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5\overset{+5}{N}aNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

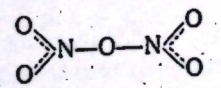
Кроме того, они склонны к реакциям диспропорционирования:

$$3\overset{+3}{H}NO_2 \rightleftarrows \overset{+5}{H}NO_3 + 2\overset{+2}{N}O + H_2O$$

Соединения азота (V). Степень окисления +5 азот проявляет в оксиде N_2O_5, оксонитриде NON, диоксофториде NO_2F, а также в триоксонитрат (V)-ионе NO_3^- и динитридонитрат (V)-ионе NN_2^-. Все эти соединения можно рассматривать как производные четырехвалентного иона N^+:



Оксид азота (V) N_2O_5 — белое кристаллическое вещество (т. возг. 33°С), образованное ионами NO_2^+ и NO_3^-. В газовой фазе молекула N_2O_5, по-видимому, имеет структуру

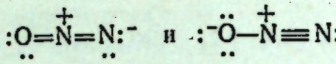


Его получают осторожным обезвоживанием HNO_3 (например, с помощью P_2O_5) или окислением NO_2 озоном. В обычных условиях N_2O_5 ($\Delta G^0_f = +114{,}1$ кДж/моль) постепенно разлагается на NO_2 и O_2, при нагревании взрывается.

Оксонитрид азота (V) NON (закись азота N_2O, «веселящий газ») получается разложением аммиачной селитры (при 250°С):

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

Это бесцветный газ (т. пл. —91,0°С, т. кип. —88,5°С) со слабым приятным запахом. В соответствии с *sp*-гибридизацией валентных орбиталей N^+ молекула имеет линейное строение ($\mu = 0{,}05 \cdot 10^{-29}$ Кл · м, $d_{NN} = 0{,}113$ нм, $d_{NO} = 0{,}118$ нм), которое может быть передано наложением валентных схем:



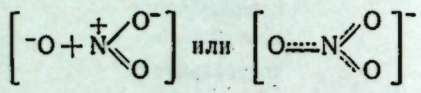
это соответствует электронной конфигурации (см. с. 63):

$$(2s_a)^2 (2s_b)^2 \left(\sigma_s^{св}\right)^2 \left(\sigma_x^{св}\right)^2 \left(\pi_{y,\,z}^{св}\right)^4 \left(\pi_{y,\,z}\right)^4.$$

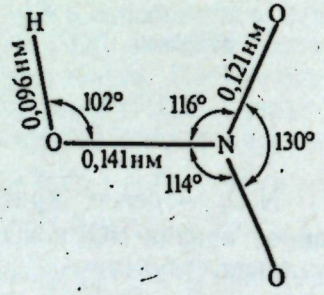
Уже при слабом нагревании N_2O ($\Delta G_f^0 = +104{,}1$ кДж/моль) распадается, выделяя кислород. Поэтому в нем могут гореть углеродистые вещества, а его смеси с водородом и аммиаком взрывают. Оксонитрид азота (V) растворяется в воде, но устойчивых соединений не образует.

Оксофторид азота (V) NO_2F (фтористый нитронил) — бесцветный газ (т. пл. —166°С, т. кип. —72°С), сильный окислитель. Это кислотное соединение — водой разлагается на HNO_3 и HF.

Триоксонитрат (V)-ион NO_3^- имеет форму плоского треугольника ($\angle ONO = 120°$, $d_{NO} = 0{,}122$ нм), что обусловлено sp^2-гибридизацией валентных орбиталей атома азота:



Молекула триоксонитрата (V) водорода HNO_3 имеет строение:



При обычных условиях HNO_3 — бесцветная жидкость (пл. 1, 52 г/см³), кипящая при 84,1°С, а при —41,6°С затвердевающая в прозрачную кристаллическую массу.

Собственная ионизация жидкого HNO_3 незначительна. С водой HNO_3 смешивается в любых отношениях. Его растворы — сильная кислота, называемая *азотной*. В лаборатории азотную кислоту получают действием концентрированной серной кислоты на нитрат натрия. Промышленное производство HNO_3 осуществляется по стадиям: окисление H_3N в NO кислородом воздуха на платиновом катализаторе:

$$4H_3N + 5O_2 = 4NO + 6H_2O, \qquad K_{298} = 10^{163};$$

окисление NO в NO_2

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

и взаимодействие последнего с водой:

$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O$$

Азотная кислота обладает сильно выраженными окислительными свойствами:

$$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O, \qquad E^0 = 0{,}96 \text{ В};$$

$$NO_3^- + 2H^+ + 1e^- = NO_2 + H_2O, \qquad E^0 = 1{,}88 \text{ В}.$$

Она разрушает животные и растительные ткани, окисляет почти все металлы и неметаллы. Образование тех или иных продуктов взаимодействия зависит от концентрации HNO_3, активности простого вещества и температуры. На рис. 156 показано влияние концентрации HNO_3 на характер образующихся продуктов ее восстановления при взаимодействии с железом. Достаточно разбавленная кислота в основном восстанавливается до NH_4NO_3; с повышением ее концентрации становится более характерным образование NO; концентрированная HNO_3 восстанавливается до NO_2.

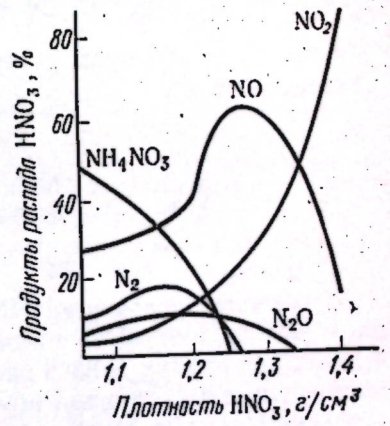


Рис. 156. Влияние концентрации HNO_3 на характер продуктов ее восстановления железом

Смесь одного объема HNO_3 и трех объемов HCl называют *царской водкой*. Она растворяет платину, золото и другие неактивные металлы, переводя их в комплексные хлориды (см. с. 616). Нитрат-ион NO_3^- в нейтральной среде окислительные свойства практически не проявляет

$$NO_3^- + H_2O + e^- = NO_2 + 2OH^-, \qquad E^0 = -0{,}88 \text{ В},$$

но является хорошим окислителем при сплавлении:

$$Cr_2O_3 + 6NaNO_3 + 4KOH = 2K_2CrO_4 + 6NaNO_2 + 2H_2O$$

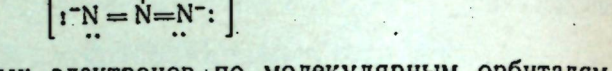
Триоксонитрат (V) водорода при нагревании и освещении легко разлагается:

$$4HNO_3 = 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

Нитраты большинства других элементов устойчивы. Нитраты металлов растворимы в воде. Нитраты имеют большое значение как удобре-

ния (особенно калийная и аммонийная селитры). Азотная кислота применяется для получения минеральных удобрений, взрывчатых веществ, органических красителей, пластических масс и в других многочисленных производствах.

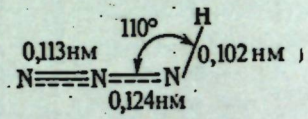
Динитридонитрат (V)-ион, или *азид*-ион, NN_2^- (N_3^-) в соответствии с *sp*-гибридизацией валентных орбиталей N^+ имеет линейную форму ($d_{NN} = 0{,}115$ нм):



Распределение валентных электронов по молекулярным орбиталям отвечает электронной конфигурации (см. с. 63):

$$(2s_a)^2\,(2s_b)^2\left(\sigma_s^{св}\right)^2\left(\sigma_x^{св}\right)\left(\pi_{y,z}^{св}\right)^4\left(\pi_{y,z}\right)^4.$$

Структура молекулы динитридонитрата (V) водорода HNN_2 (HN_3) приведена ниже:



В обычных условиях HNN_2 — бесцветная летучая жидкость (т. пл. —80°С, т. кип. 37°С) с резким запахом. При ударе или нагревании HNN_2 и ряд других азидов распадаются со взрывом. На этом основано применение азида свинца $Pb(N_3)_2$ в качестве детонатора. Относительно устойчивы ионные азиды, которые при нагревании (до 300°С) разлагаются без взрыва:

$$2NaNN_2\ (т) = 2Na\ (ж) + 3N_2\ (г)$$

Эта реакция используется для получения особо чистого азота. Водный раствор HNN_2 — *азотистоводородная кислота* ($K = 2{,}6 \cdot 10^{-5}$), по силе близкая к уксусной. В разбавленных растворах HNN_2 практически устойчива. Ее получают взаимодействием гидразина и азотистой кислоты:

$$H_4N_2 + HNO_2 = HNN_2 + 2H_2O$$

Исходным продуктом для получения других азидов является $NaNN_2$, который получают действием N_2O на $NaNH_2$ при 200°С:

$$NaNH_2 + O = \overset{+}{N} = N^- \rightarrow NaNN_2 + H_2O$$

Ион NN_2^- — окислитель. По окислительным свойствам HNN_2 напоминает HNO_3. Так, если при взаимодействии с металлами HNO_3 дает оксид азота (II) и воду, то HNN_2 образует N_2 («нитрид азота») и H_3N:

$$Cu + 3\overset{+5}{H}N_2 = Cu(NN_2)_2 + \overset{0}{N_2} + H_3N$$

$$3Cu + 8\overset{+5}{H}NO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O + 4H_2O$$

Смесь HN_3 и HCl ведет себя подобно царской водке.

Отвечающий степени окисления +5 азота пентафторид не получен. Полагают, что это соединение не существует, так как вокруг небольшого по размерам атома азота не могут устойчиво координироваться пять атомов фтора. Однако сравнительно недавно синтезированы многочисленные соли иона *фтораммония* NF_4^+, например: $[NF_4]BF_4$, $[NF_4]ЭF_6$ (Э—P, As, Sb, Bi), $[NF_4]_2ЭF_6$ (Э—Ti, Ge, Ni и др.). Эти соли достаточно устойчивы: например разложение $[NF_4]AsF_6$ начинается при нагревании выше 250°С. Соли NF_4^+ — сильные окислители. Получены также соли ионов $NH_2F_2^+$ и NH_3F^+. Ионы NF_4^+, $NH_2F_2^+$, NH_3F^+, как и NH_4^+, имеют форму тетраэдра.

Соединения азота (I), азота (II) и азота (IV). Для азота, как и для хлора, характерны достаточно устойчивые оксиды с нечетным числом электронов NO и NO_2. Их можно рассматривать как устойчивые свободные радикалы. Оба оксида — эндотермические соединения — их стандартные энтальпии ΔH_f^0 и энергии Гиббса образования ΔG_f^0 имеют положительное значение.

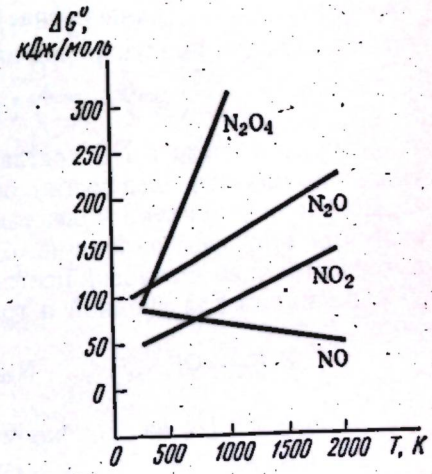


Рис. 157. Зависимость стандартной энергии Гиббса образования оксидов азота от температуры

В обычных условиях оксид азота (II) NO — бесцветный газ (т. пл.—163,7°С, т. кип. —151,7°С). В лаборатории его получают действием разбавленной HNO_3 на медь, а в промышленности — окислением H_3N на платиновом катализаторе. В отличие от всех остальных оксидов азота NO образуется также прямым взаимодействием простых веществ:

$$^1/_2\ N_2\ (г) + {}^1/_2\ O_2\ (г) = NO\ (г), \qquad \Delta H_{298}^0 = +90{,}25\ кДж/моль,$$

$$\Delta S_{298}^0 = 8{,}73\ Дж/(град \cdot моль); \qquad K_{298} = 5 \cdot 10^{-31}.$$

Синтез NO из простых веществ сопровождается возрастанием энтропии системы. Поэтому в соответствии с уравнением

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

при соответствующей температуре ΔG может стать отрицательной ве-

личиной (рис. 157). При этих условиях начинает доминировать энтропийный фактор. Поскольку ΔS процесса очень незначительно, то отрицательное значение ΔG_T достигается при высоких температурах (порядка 3000°С).

Для всех же остальных оксидов азота ΔG при всех температурах — величина положительная (рис. 157), так как ΔS процесса образования их из простых веществ имеет отрицательное значение. Поэтому прямой синтез других оксидов невозможен.

Энергия активации реакции синтеза NO высокая. Образование NO протекает по цепной реакции

$$O_2 + h\nu \rightarrow \cdot O \cdot + \cdot O \cdot$$
$$\cdot O \cdot + N_2 \rightarrow NO + \cdot N \cdot$$
$$\cdot N \cdot + O_2 \rightarrow NO + \cdot O \cdot \text{ и т. д.}$$

Молекула NO парамагнитна. Согласно теории молекулярных орбиталей в NO один из электронов находится на $\pi_p^{разр}$-орбитали (табл. 38)

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_s^{разр})^2 (\pi_p^{св})^4 (\sigma_x^{св})^2 (\pi_p^{разр})^1,$$

т. е. порядок связи в NO составляет 2,5. Структурную формулу NO можно изобразить следующим образом*: :N⋮⋮⋮O:

Подобная структура молекулы NO хорошо согласуется с ее электрическим моментом диполя ($0{,}02 \cdot 10^{-29}$ Кл·м), а также межъядерным расстоянием и силовой постоянной связи, промежуточными между величинами для двойной и тройной связи:

$[N \overset{\cdot\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot\cdot}{\quad}} O]^-$	$N \overset{\cdot\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot\cdot}{\quad}} O$	$[N \equiv O]^+$
$d_{NO} = 0{,}118$ нм	$d_{NO} = 0{,}114$ нм	$d_{NO} = 0{,}106$ нм
$k = 1200$ Н/м	$k = 1550$ Н/м	$k = 2000$ Н/м

Вследствие повышенной кратности связи молекула NO достаточно устойчива, и ее распад становится заметным лишь при 500°С. Оксид азота (II) — химически активное соединение, легко восстанавливается (при действии SO_2, Cr^{2+}) в растворах до NH_2OH и H_3N; с водородом образует гремучую смесь. Легко окисляется кислородом, галогенами и др.:

$$2NO + O_2 = 2NO_2, \quad \Delta G^0_{298} = -70{,}1 \text{ кДж/моль};$$

$$2NO + Cl_2 = 2NOCl, \quad \Delta G^0_{298} = -37{,}4 \text{ кДж/моль}.$$

В молекуле NO непарный электрон находится на энергетически невыгодной молекулярной $\pi^{разр}$-орбитали, поэтому не может образовать устойчивой

* Тремя точками обозначена связь, образованная за счет пары связывающих и одного разрыхляющего электронов, что соответствует порядку связи 0,5.

Таблица 38

Распределение электронов по молекулярным орбиталям и свойства молекул N_2, NO и молекулярных ионов NO^+, NO^-

Молекулярные орбитали	NO^+ $[N \equiv O]^+$	N_2 $[N \equiv N]$	NO $[N \equiv O]$	NO^- $[N \equiv\!\!\cdot O]^-$
$\sigma_p^{разр}$	—	—	—	—
$\pi_p^{разр}$ $\pi_p^{разр}$	— —	— —	↑ —	↑ ↑
$\sigma_p^{св}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
$\pi_p^{св}$ $\pi_p^{св}$	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓
$\sigma_s^{разр}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
$\sigma_s^{св}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
Порядок связи	3	3	2,5	2
Межъядерное расстояние, нм	0,106	0,11	0,115	0,118
Энергия диссоциации, кДж/моль	—	941	678	—
Силовая постоянная связи k, Н/м	2000	2240	1550	1200

связи. Этим объясняется несклонность NO димеризоваться в N_2O_2. Только при понижении температуры NO димеризуется, и твердый оксид азота (II) (синего цвета) состоит из неустойчивых диамагнитных молекул N_2O_2.

Но оксид азота (II) легко реагирует с другими свободными радикалами. Поэтому он является ингибитором цепных реакций. Если реакция протекает по радикально-цепному механизму, то добавление NO приводит к обрыву цепей и резкому замедлению реакции.

Энергия ионизации NO (9,27 эВ) заметно ниже таковой для N_2 (15,58 эВ) и O_2 (12,08 эВ). Молекула NO может терять непарный электрон с $\pi_p^{разр}$-орбитали, образуя *нитрозил* (*нитрозоний*)-ион NO^+:

$$:N \overset{\cdot\cdot\cdot}{\equiv} O: - e^- \rightarrow [:N \equiv O:]^+$$

Ион NO^+ изоэлектронен молекуле N_2. В отличие от NO ион NO^+ диамагнитен. Его строение соответствует электронной конфигурации (табл. 38):

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_s^{разр})^2 (\pi_p^{св})^4 (\sigma_x^{св})^2.$$

Производными NO^+-иона являются, например, $[NO]ClO_4$, $[NO_2]SeO_4$. Это солеподобные вещества с температурой плавления порядка 70—200°С. Водой легко разрушаются. Их можно получить взаимодействием N_2O_3 с концентрированными кислотами, например:

$$N_2O_3 + H_2SeO_4 = (NO)_2SeO_4 + H_2O$$

При взаимодействии с наиболее активными металлами в жидком аммиаке NO сам выступает как окислитель:

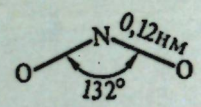
$$Na + NO = Na^+NO^-$$

$$:N\equiv O: + e^- \rightarrow [:N\equiv O:]^-$$

Производные NO неустойчивы и изучены недостаточно.

Молекула NO выступает как лиганд в разнообразных комплексах, называемых *нитрозильными*. По своему характеру молекула NO относится к лигандам σ- и π-донорного и π-акцепторного типа.

Диоксид азота NO_2 — газ бурого цвета (т. пл. —11,2°С, т. кип. 21°С), токсичен. Его молекула парамагнитна, имеет угловую форму:



Длина связи d_{NO} (0,120 нм) имеет промежуточное значение между длиной одинарной (0,143 нм) и двойной (0,118 нм) связи. Это отвечает порядку связи 1,5:



На примере молекулы NO_2 рассмотрим более подробно строение трехатомных молекул угловой формы с π-связями. В образовании молекулы NO_2 принимают участие 2s-, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбитали атома азота, $2p_x$-, $2p_y$- и $2p_z$-орбитали двух атомов кислорода. Из десяти атомных орбиталей образуются десять молекулярных орбиталей. Поскольку молекула NO_2, как и H_2O, имеет угловую форму, то σ-орбитали NO_2 аналогичны σ-орбиталям молекулы H_2O (с. 312). Это пять молекулярных орбиталей: $\sigma_s^{св}$ и $\sigma_{s(z)}^{разр}$, $\sigma_x^{св}$ и $\sigma_x^{разр}$, а также σ_z. В отличие от H_2O в молекуле NO_2 за счет $2p_y$-орбиталей азота и $2p_y$-орбиталей двух атомов кислорода образуются трехцентровые молекулярные $\pi_y^{св}$- и $\pi_y^{разр}$-орбитали. Кроме того, три орбитали атомов кислорода играют роль несвязывающих молекулярных орбиталей, которые обозначим π_y, $2p_{x_a}$ и $2p_{x_b}$. Энергетическая диаграмма орбиталей молекулы NO_2 показана на рис. 158.

Семнадцать валентных электронов молекулы NO_2 образуют следующую конфигурацию:

$$(2s_a)^2\,(2s_b)^2\left(\sigma_s^{св}\right)^2\left(\sigma_y^{св}\right)^2\left(\pi_y^{св}\right)^2\left(2p_{x_a}\right)^2\left(2p_{x_b}\right)^2(\pi_y)^2(\sigma_z)^1.$$

Общее число связывающих электронов равно шести — $(\sigma_s^{св})^2(\sigma_y^{св})^2(\pi_y^{св})^2$,

что соответствует среднему порядку связи 1,5. Остальные электроны играют роль несвязывающих. В терминах теории валентных связей атому азота в NO_2 можно приписать sp^2-гибридизацию валентных орбиталей (которая возникает за счет 2s-, $2p_x$-, $2p_z$-орбиталей). Одну из sp^2-гибридных орбиталей (σ_z-орбиталь) занимает непарный электрон, две другие sp^2-орбитали участвуют в образовании двух σ-связей N—O (двух молекулярных $\sigma_s^{св}$- и $\sigma_x^{св}$-орбиталей). Кроме того, $2p_y$-орбиталь азота и $2p_y$-орбиталь двух атомов кислорода участвуют в образовании делокализованной π-связи (молекулярная $\pi_y^{св}$-орбиталь). Таким же образом объясняется строение молекул Cl_2O, O_3, SO_2, OF_2, ClO_2, NO_2^- и др. Так, ион NO_2^- имеет слелующую электронную конфигурацию:

$$(2s_a)^2\,(2s_b)^2\left(\sigma_s^{св}\right)^2\left(\sigma_y^{св}\right)^2\left(\pi_y^{св}\right)$$

$$\left(2p_{x_a}\right)^2\left(2p_{x_b}\right)^2(\pi_y)^2(\sigma_z)^2.$$

При потере σ_z-электрона молекула NO_2 превращается в нитронил-ион NO_2^+. Последний имеет линейную структуру

$$[O=N=O]^+$$

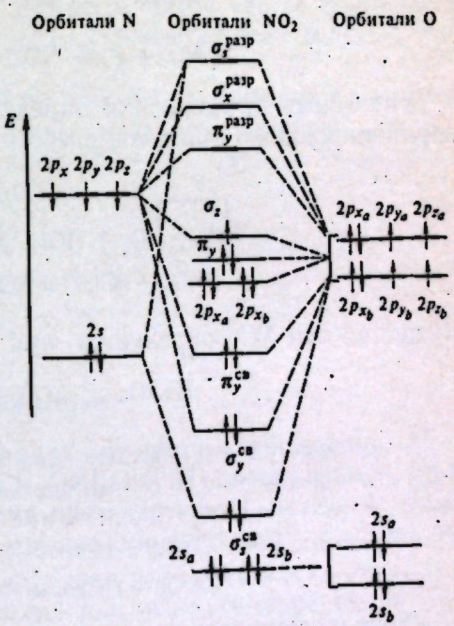


Рис. 158. Энергетическая диаграмма орбиталей молекулы NO_2

с межъядерным расстоянием d_{NO} = =0,115 нм. Нитронил-ион изоэлектронен линейным молекулам типа CO_2, BeF_2:

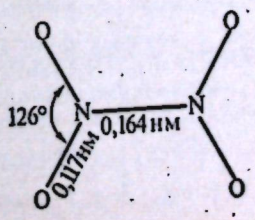
$$(2s_a)^2\,(2s_b)^2\left(\sigma_s^{св}\right)^2\left(\sigma_x^{св}\right)^2\left(\pi_y^{св}\right)^2\left(\pi_z^{св}\right)^2(\pi_y)^2(\pi_z)^2.$$

Молекулы NO_2 даже в парах частично димеризованы:

$$2NO_2 \underset{+150\,^\circ C}{\overset{-11\,^\circ C}{\rightleftharpoons}} N_2O_4, \quad \Delta H^0_{298} = -55 \text{ кДж/моль}.$$

бурый, парамагнитен — бесцветный, диамагнитен

Жидкий и твердый диоксид азота бесцветен, состоит из плоских молекул N_2O_4:



Молекула NO_2 может терять (энергия ионизации 9,78 эВ) и приобретать электроны (сродство к электрону 1,62 эВ):

$$NO_2 - e^- \rightarrow NO_2^+ \text{ (}\textit{нитроний}\text{-ион)}$$

$$NO_2 + e^- \rightarrow NO_2^- \text{ (}\textit{нитрит}\text{-ион)}$$

Указанные превращения определяют способность NO_2 к диспропорционированию при взаимодействии с водой и растворами щелочей:

$$\overset{e^-}{\underset{\downarrow}{|\!\rightarrow}} \quad NO_2 + NO_2 + HOH \rightleftarrows NO_2OH + HNO_2$$

$$2NO_2 + 2OH^- = NO_3^- + NO_2^- + H_2O$$

Нитроний-ион NO_2^+ образуется при самоионизации жидкого HNO_3:

$$2HNO_3 \rightleftarrows NO_2^+ + NO_3^- + H_2O$$

Из производных *нитроний*-иона NO_2^+ следует указать $[NO_2]ClO_4$, твердый оксид азота (V) $[NO_2]NO_3$ и др. Соли нитрония — кристаллические вещества, химически очень активны, быстро гидролизуются влагой воздуха. Соли нитрония можно получить, например, по реакции

$$N_2O_5 + HClO_4 = NO_2ClO_4 + HNO_3$$

Диоксид азота химически активен; в его атмосфере горят уголь, сера, фосфор. В лаборатории NO_2 получают взаимодействием меди с концентрированной азотной кислотой:

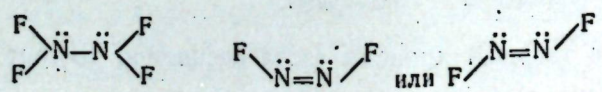
$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

и термическим разложением ряда оксонитратов (V), например:

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

Диоксид азота применяют как нитрирующий агент, в частности для получения безводных нитратов.

В качестве производных N(I) и N(II) можно рассматривать ковалентные соединения атомных группировок N_2^{4+} и N_2^{2+} типа N_2F_4 и N_2F_2:



тетрафторгидразин

цис-изомер

или

транс-изомер

дифтордиазин

Весьма разнообразны соли, в которых роль катиона играют ионы N_2F^+, $N_2F_3^+$, например $[N_2F]PF_6$, $[N_2F]AsF_6$, $[N_2F]SbF_6$ и $[N_2F_3]AsF_6$, $[N_2F_3]SbF_6$ и др. Образуются эти соли при взаимодействии дифтордиазина N_2F_2 и тетрафторгидразина N_2F_4 с сильными акцепторами фторид-ионов, например:

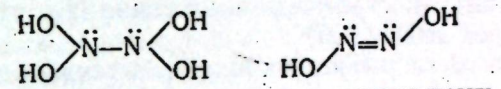
$$N_2F_2 + AsF_5 = [N_2F]\,AsF_6$$

$$N_2F_4 + AsF_5 = [N_2F_3]\,AsF_6$$

Превращение молекул N_2F_2 и N_2F_4 в катионы N_2F^+ и $N_2F_3^+$ соответственно сопровождается возрастанием порядка связи N—N, уменьшением ее длины и увеличением ее прочности. Так, в отличие от молекулы N_2F_2 (d_{NN} = = 0,121 нм) связь N—N в ионе N_2F^+ тройная (d_{NN} = 0,101 нм): $[N{\equiv}N{-}F]^+$. Таким образом, наблюдаются такие же изменения, как и при превращении O_2 в O_2^+ за счет удаления электрона с верхней разрыхляющей орбитали (см. табл. 34).

Соли катионов N_2F^+ и $N_2F_3^+$ — очень реакционноспособные соединения; они бурно разлагаются водой, являются сильными окислителями.

Из ковалентных соединений радикалов N_2^{4+} и N_2^{2+} известны также малоустойчивые гидроксиды $N_2(OH)_4$ и $N_2(OH)_2$:



нитроксиловая кислота

азотноватистая кислота

§ 2. Фосфор

Фосфор P ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$) по числу валентных электронов является аналогом азота. Однако как элемент 3-го периода он существенно отличается от азота — элемента 2-го периода. Это отличие состоит в том, что у фосфора больше размер атома, меньше энергия ионизации, большее сродство к электрону и большая поляризуемость атома, чем у азота. Максимальное координационное число фосфора шесть. Как и для других элементов 3-го периода, $p\pi$ — $p\pi$-связывание для атома фосфора не характерно и поэтому в отличие от азота sp- и sp^2-гибридные состояния орбиталей фосфора неустойчивы. Фосфор в соединениях проявляет степени окисления от —3 до +5. Наиболее характерна степень окисления +5.

Согласно другой точке зрения различие свойств фосфора и азота объясняется наличием в атоме фосфора валентных 3d-орбиталей.

Для фосфора наиболее прочны связи с фтором и кислородом (табл. 39).

В земной коре в соответствии с его устойчивой степенью окисления фосфор содержится в основном в виде фосфатов (V). Наиболее

Таблица 39

Энергия связей соединений P (III) и N (III)

Связь	Энергия, кДж/моль	Связь	Энергия, кДж/моль	Связь	Энергия, кДж/моль
PH	322	PO	380	NF	272
PC	272			NCl	123
PF	489	NH	389	NO	222
PCl	318	NC	334		

распространены минералы *фосфорит* $Ca_3(PO_4)_2$, *гидроксоапатит* $Ca_5(PO_4)_3(OH)$, *фторапатит* $Ca_5(PO_4)_3F$. Фосфор входит в состав живых организмов. Гидроксоапатит составляет минеральную часть костей, фторапатит — зубов, а сложные органические производные фосфора входят в состав клеток мозга и нервов.

Общее содержание фосфора в земной коре 0,05 мол · доли, %. Он имеет только один природный изотоп ^{31}P. Получены его искусственные радиоактивные изотопы.

Простые вещества. Атомы фосфора объединяются в двухатомные P_2, четырехатомные P_4 и полимерные $P_{2\infty}$ молекулы. Молекулы P_2 ($d_{PP} = 0{,}19$ нм), построенные аналогично N_2, существуют лишь при температурах выше 1000°С.

В жидком и растворенном состоянии, а также в парах при температурах ниже 1000°С устойчивы четырехатомные молекулы P_4, имеющие форму тетраэдра (см. с. 233). При конденсации паров образуется *белый фосфор* (пл. 1,8 г/см³). Он имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся молекулы P_4. Белый фосфор — мягкое бесцветное воскообразное вещество. Он легкоплавок (т. пл. 44,1°С, т. кип. 275°С), летуч, растворяется в сероуглероде и в ряде органических растворителей. Белый фосфор **чрезвычайно ядовит!**

В молекуле P_4 связи P — P ($d_{PP} = 0{,}221$ нм, $E_{P-P} = 200$ кДж/моль) довольно легко разрываются. Этим объясняется высокая химическая активность белого фосфора и склонность переходить при хранении (в особенности при нагревании) в более стабильные полимерные модификации, например:

$$P\ (\text{белый}) \rightarrow P\ (\text{красный}), \qquad \Delta H^0_{298} = -18{,}41\ \text{кДж/моль}.$$

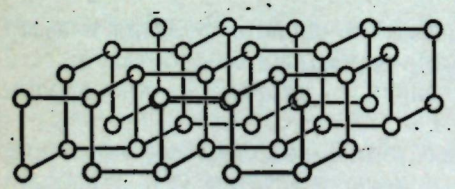


Рис. 159. Структура черного фосфора

При нормальных условиях наиболее устойчив *черный фосфор*, но вследствие высокой энергии активации переход других модификаций в черный фосфор при обычных условиях не происходит. Его можно получить из белого при 200°С и $1{,}2 \cdot 10^{10}$ Па:

$$P\ (\text{белый}) \rightarrow P\ (\text{черный}),$$

$$\Delta H^0_{298} = -42\ \text{кДж/моль}.$$

Черный фосфор имеет атомно-слоистую решетку (рис. 159) с характерным для фосфора пирамидальным расположением связей. (Расстояние между соседними атомами 0,218 нм, а между слоями 0,368 нм, $\angle PPP = 99°$). По внешнему виду черный фосфор (пл. 2,7 г/см³) похож на графит, но является полупроводником ($\Delta E = 0{,}133$ эВ).

Существует несколько форм *красного фосфора*. Их структуры окончательно не установлены. Известно, что они являются полимерными веществами, состоящими из парамидально связанных атомов. В зависимости от способов получения красный фосфор обладает различными свойствами. Например, его плотность изменяется в интервале 2,0 ÷ ÷ 2,4 г/см³, температура плавления 585 ÷ 600°С, цвет — от темно-коричневого до красного и фиолетового.

Для перевода красного фосфора в жидкое, а также растворенное состояние необходим разрыв связей в полимерных молекулах. Поэтому полимерные модификации имеют высокие температуры плавления, практически не растворяются ни в одном из растворителей. При возгонке красного фосфора (423°С) в пар переходят молекулы P_2, которые затем рекомбинируются в молекулы P_4. Таким образом, при конденсации паров образуется белая, а не красная модификация.

Красный и особенно черный фосфор химически намного устойчивее белого. Так, если белый фосфор на воздухе самовоспламеняется при 50°С, то красный — выше 250°С, а черный — выше 400°С. В отличие от белого высокополимерные модификации фосфора не ядовиты. Вследствие высокой химической активности белый фосфор хранят под водой и по возможности в темноте.

Фосфор проявляет восстановительные и окислительные свойства. Он легко окисляется кислородом, галогенами, серой и др. При недостатке окислителя обычно образуются соединения фосфора (III) (P_2O_3, $PHal_3$, P_2S_3), при избытке — соединения фосфора (V) (P_2O_5, $PHal_5$, P_2S_5). Окислительная активность фосфора проявляется при взаимодействии с металлами. При нагревании в воде и в особенности в щелочных растворах фосфор диспропорционирует.

В технике фосфор получают прокаливанием фосфата кальция с углем и песком в электропечах при 1500°С:

$$2\overset{+5}{Ca_3}(\overset{}{PO_4})_2\ (к) + 10\overset{0}{C}\ (к) + 6SiO_2\ (т) = 6CaSiO_3\ (т) + 10\overset{+2}{CO}\ (г) + \overset{0}{P_4}\ (г)$$

Эта реакция эндотермична, но сопровождается увеличением энтропии. Температура, при которой она протекает, определяется условием $T\Delta S > \Delta H$. При конденсации выделяющихся паров образуется белый фосфор, который длительным нагреванием при 280—340°С переводят в красный. Основная масса красного фосфора используется в спичечном производстве.

Соединения со степенью окисления фосфора —3. При нагревании фосфор окисляет почти все металлы, образуя *фосфиды*. В зависимости от природы металла доля того или иного типа связи в фосфидах меняется в широких пределах. Так, фосфиды *s*-элементов II группы состава $Э_3P_2$ можно рассматривать как ионно-ковалентные соединения. Они солеподобны, легко разлагаются водой:

$$Mg_3P_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2H_3P$$

Фосфиды *d*-элементов (обычно типа MP, MP_2, M_3P) имеют серый или черный цвет, металлический блеск и электропроводны. Фосфиды этого типа химически малоактивны.

Ковалентным фосфидом является фосфид водорода H_3P (*фосфин*). С водородом фосфор практически не взаимодействует. Фосфин ($\Delta G_f^0 = +13{,}4$ кДж/моль) получают косвенным путем. Образуется H_3P при гидролизе некоторых фосфидов, а также при диспропорционировании фосфора в щелочной среде при нагревании:

$$\overset{0}{2P_4} + 3Ba(OH)_2 + 6H_2O = 3Ba(\overset{+1}{P}O_2H_2)_2 + 2\overset{-3}{H_3P}$$

Молекула H_3P, как и H_3N, имеет форму тригональной пирамиды, ($d_{PN} = 0{,}142$ нм, $\angle HPH = 93{,}5°$). Ее электрический момент диполя значительно меньше ($0{,}18 \cdot 10^{-29}$ Кл·м), чем у молекулы H_3N. Водородная связь между молекулами H_3P практически не проявляется, поэтому фосфин характеризуется более низкими температурами плавления (—133,8°С) и кипения (—87,42°С), чем аммиак. Фосфин — чрезвычайно ядовитый газ с неприятным запахом.

Превращение пирамидальной молекулы H_3P в тетраэдрический ион PH_4^+ должно сопровождаться существенным изменением валентного угла $\angle HPH$ (от 93,7 до 109,5°), поэтому электронодонорные свойства H_3P значительно ослаблены по сравнению с H_3N. Так, фосфин в воде растворяется, но соединений при этом не образует.

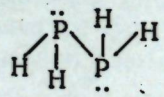
Электронодонорные свойства фосфин проявляет только при действии на него наиболее сильных доноров протонов ($HClO_4$, HI), например при смешивании газообразных H_3P и HI:

$$H_3P\ (г) + HI\ (г) = PH_4I\ (к)$$

При этом образуются малоустойчивые бесцветные кристаллические вещества — производные иона *фосфония* PH_4^+. Водой соли фосфония легко разлагаются.

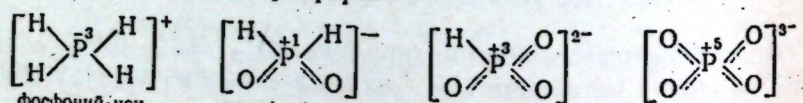
Фосфин и производные фосфония — сильные восстановители; фосфин на воздухе самовоспламеняется (при 150°С).

Аналогом гидразина является перфосфид водорода H_4P_2 (*дифосфин*):



Дифосфин — бесцветная жидкость (т. пл. —99°С, т. кип. 65,2°С). Образуется одновременно с H_3P при гидролизе фосфидов. Сильный восстановитель, на воздухе самовоспламеняется.

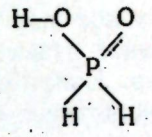
Соединения фосфора (I). По сравнению с PH_4^+ относительно более устойчивы комплексы, в которых наряду с атомами H роль лигандов играют атомы O. Последние за счет π-связывания стабилизируют sp^3-гибридное состояние фосфора:



фосфоний-ион гипофосфит-ион фосфит-ион фосфат-ион

Все эти ионы имеют тетраэдрическое или искаженно тетраэдрическое строение. Учитывая различие в электроотрицательностях атомов, можно считать, что степень окисления фосфора в указанном ряду изменяется от —3 до +5.

В качестве соединений фосфора (I) можно рассматривать производные $[PO_2H_2]^-$-комплекса (*гипофосфит-ион*). Его водородное производное $H[PO_2H_2]$



в обычных условиях — бесцветное кристаллическое вещество (т. пл. 26,5°С), хорошо растворимое в воде. Водный раствор $H[PO_2H_2]$ — сильная одноосновная кислота ($K = 7{,}9 \cdot 10^{-2}$), называемая *фосфорноватистой*.

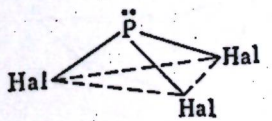
Соли фосфорноватистой кислоты, называемые *гипофосфитами*, хорошо растворимы в воде. Как кислота, так и ее соли — сильные восстановители. При этом они окисляются до оксофосфатов (V). Гипофосфиты применяют в качестве восстановителей, например, при химическом никелировании:

$$Ni^{2+} + \overset{+1}{[PO_2H_2]^-} + 2H_2O = \overset{0}{Ni} + \overset{+5}{PO_4^{3-}} + 4H^+ + \overset{0}{H_2}$$

Соединения фосфора (I) практически не проявляют окислительных свойств, но при нагревании они диспропорционируют:

$$3H[\overset{+1}{P}O_2H_2] = \overset{-3}{H_3P} + 2H_2[\overset{+3}{P}O_3H]$$

Соединения фосфора (III). У производных фосфора (III) в образовании связей принимают участие три или четыре sp^3-гибридные орбитали атома фосфора, что соответствует пирамидальному и тетраэдрическому расположению связей. Так, молекула тригалида фосфора $PHal_3$ (как и H_3P) представляет собой тригональную пирамиду с атомом фосфора в вершине ($d_{PHal} = 0{,}155$—$0{,}255$ нм, $\angle HalPHal \sim 100°$):

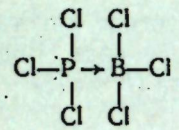


Полярность молекул в ряду PF_3—PCl_3—PBr_3—PI_3 уменьшается. Тригалиды фосфора имеют молекулярные решетки. В обычных условиях PF_3 (т. пл. 151,5°С, т. кип. — 101,4°С) — газ, PCl_3 (т. пл. —90,3°С, т. кип. 75,3°С) и PBr_3 (т. пл. — 40,5°С, т. кип. 173,5°С) — жидкости, PI_3 (т. пл. 61°С, при кипении разлагается) — легкоплавкое твердое вещество. Тригалиды фосфора бесцветны, кроме PI_3 (красный).

В ряду PF_3—PCl_3—PBr_3—PI_3 устойчивость соединений падает, о чем свидетельствуют энергии связи P—Hal и значения энергий Гиббса образования (кДж/моль):

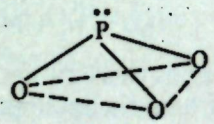
	PF_3	PCl_3	PBr_3	PI_3
$E_{P\,Hal}$	490	306	264	184
$\Delta G^0_{f,298}$	—935,7	—260,5	—155,7	—44,8

Будучи донорами электронной пары, тригалиды фосфора легко вступают в донорно-акцепторное взаимодействие с соединениями — акцепторами электронных пар. Например, при взаимодействии PCl_3 и BCl_3 образуется твердое легкоплавкое вещество состава $PCl_3 \cdot BCl_3$:

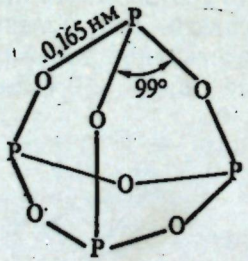


Трифторид и трихлорид фосфора могут выступать в качестве лиганда в комплексах *d*-элементов.

О к с и д фосфора (III) P_2O_3 существует в виде нескольких модификаций, построенных из пирамидальных структурных единиц:



Обычная форма P_2O_3 имеет молекулярную решетку, образованную молекулами P_4O_6. Эта форма легкоплавка (т. пл. 23,8°C, т. кип. 175,4°C), незначительно растворима в сероуглероде. Молекула P_4O_6 состоит из четырех пирамид PO_3, соединенных через атомы кислорода:



Другие модификации P_2O_3 — полимерные соединения.

По химической природе бинарные соединения фосфора (III) являются кислотными, о чем свидетельствует их гидролиз:

$$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_2[PO_3H]$$

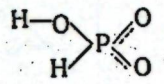
$$PCl_3 + 3H_2O = H_2[PO_3H] + 3HCl$$

и характер взаимодействия с основными соединениями:

$$4NaOH + P_2O_3 = 2Na_2[PO_3H] + H_2O$$

$$3Na_2S + P_2S_3 = 2Na_3[PS_3]$$

При гидролизе образуется фосфористая кислота $H_2[PO_3H]$:



а при взаимодействии с основными соединениями — соответствующие фосфаты (III). Производные иона $[PO_3H]^{2-}$ называются *фосфитами*. Большинство из них, кроме фосфитов *s*-элементов I группы, в воде растворяется плохо.

В обычных условиях $H_2[PO_3H]$ — бесцветное, гигроскопичное, легко растворимое в воде твердое вещество (т. пл. 74°C). В водном растворе — двухосновная *фосфористая* кислота. Это кислота средней силы ($K_1 = 1{,}6 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6{,}3 \cdot 10^{-7}$). Обычно ее получают гидролизом PCl_3.

Соединения фосфора (III) — довольно сильные восстановители. Они, например, восстанавливают малоактивные металлы из растворов их соединений:

$$HgCl_2 + H_2[\overset{+3}{P}O_3H] + H_2O = H_3\overset{+5}{P}O_4 + Hg + 2HCl$$

Фосфористая кислота окисляется до фосфорной галогенами, диоксидом азота и другими окислителями. Тригалиды окисляются галогенами до $PHal_5$, кислородом до $POHal_3$ и т. д.

Соединения фосфора (V). Фосфор проявляет степень окисления +5 в соединениях с галогенами, кислородом, серой и азотом:

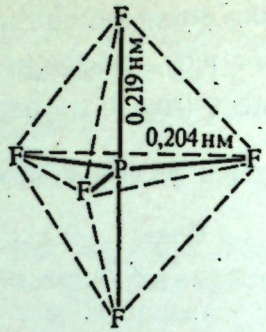
$PHal_5$	P_2O_5	P_2S_5	P_3N_5
PF_6^-	PO_4^{3-}	PS_4^{3-}	PN_2^-

а также в соединениях смешанного типа:

$POHal_3$	$P_2O_3S_2$	PON	$PNHal_2$
$PO_2F_2^-$	$PO_2S_2^{3-}$	PO_2N^{2-}	—

Для фосфора (V) характерны координационные числа 4 и 6, реже 5. Следовательно, большинство из указанных выше соединений являются полимерными, так как их простейший состав не отвечает характерному для фосфора (V) координационному числу.

Относительно более просты по структуре п е н т а г а л и д ы фосфора $PHal_5$. Их молекулы имеют форму тригональной бипирамиды:



В обычных условиях PF_5 — газ (т. пл. —93,7°С, т. кип. 84,6°С), PCl_5 (т. возг. 159°С) и PBr_5 (т. пл. 106°С) — твердые вещества. Фторид и хлорид бесцветны, а PBr_5 — красного (или желтого) цвета. В соответствии с устойчивыми значениями координационных чисел фосфора (V) кристаллы PCl_5 построены из ионов PCl_4^+ и PCl_6^- (расположенных в кристаллической решетке подобно ионам Cs^+ и Cl^- в CsCl). Кристаллы PBr_5 состоят из ионов PBr_4^+ и Br^-, а PCl_4F — из PCl_4^+ и F^-.

Пентагалиды фосфора (V) — типично кислотные соединения. В частности, они более или менее легко гидролизуются, образуя кислоты:

$$PHal_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HHal$$

В неводных растворах PF_5 взаимодействует с основными фторидами:

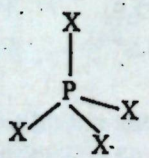
$$KF + PF_5 = KPF_6$$

а с жидким HF дает *гексафторофосфорную* кислоту HPF_6:

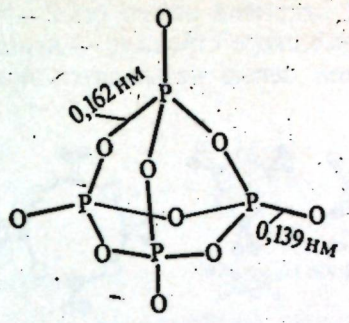
$$HF + PF_5 \rightleftarrows HPF_6$$

Свободный HPF_6 неустойчив. Его водные растворы — очень сильная кислота типа $HClO_4$. Гексафторофосфаты удобно получать фторированием (например, действием BrF_3) оксофосфатов. Соединения типа фторофосфатов для других галогенов не получены.

Бинарные соединения фосфора (V) с кислородом, серой, азотом полимерны. Все они построены из тетраэдрических структурных единиц типа PX_4 (PO_4, PS_4, PN_4):



Оксид фосфора (V) P_2O_5 в парообразном состоянии имеет состав P_4O_{10}. Молекулы P_4O_{10} состоят из четырех тетраэдров PO_4, каждый из которых связан с тремя соседними через общие атомы кислорода:

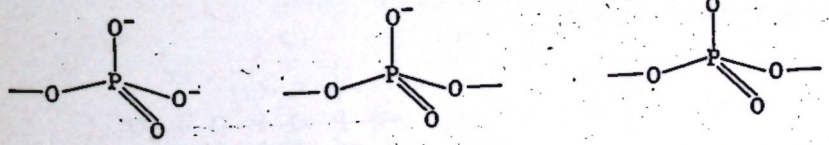


Твердый P_2O_5 имеет несколько модификаций, отличающихся характером расположения тетраэдров PO_4. При окислении белого фосфора образуется летучая модификация P_2O_5 с молекулярной кристаллической решеткой, в узлах которой находятся молекулы P_4O_{10}. Эта модификация легко возгоняется (т. возг. 359°С), исключительно активно взаимодействует с водой. Другие модификации P_2O_5 полимерны — образованы бесконечными слоями тетраэдров PO_4. Они имеют более высокую температуру плавления (~ 580°С), химически несколько менее активны.

Оксид фосфора (V) P_2O_5 получают сжиганием фосфора. Технический продукт имеет вид белой снегообразной массы, обычно состоящей из смеси разных форм P_2O_5.

Оксид фосфора (V) очень активно взаимодействует с водой. Его используют для осушения газов и жидкостей. Он может отнимать воду у различных веществ; например, превращает HNO_3 в N_2O_5 и даже H_2SO_4 в SO_3. В качестве хорошего дегидратирующего средства оксид фосфора (V) широко используется в химическом синтезе.

Соответствующие P_2O_5 о к с о ф о с ф а т ы весьма разнообразны. Большое многообразие оксофосфатов объясняется тем, что тетраэдрические структурные единицы PO_4 могут объединяться с соседними единицами PO_4 посредством одной, двух или трех вершин (табл. 10):



Первый случай отвечает образованию димерного оксофосфат-иона $P_2O_7^{4-}$, второй — объединению тетраэдров PO_4 в цепь (открытую или замкнутую), третий — образованию разветвленной цепи. На последнем принципе объединения основана, в частности, структура слоистых модификаций P_2O_5. Основные типы оксофосфат (V)-ионов приведены на рис. 160. Все это показывает, что оксофосфаты (V) разнообразнее, чем оксосульфаты (VI), которые могут иметь лишь цепное строение.

Оксофосфаты (V) с открытой цепью (из 2—10 атомов P) называют *полифосфатами*, циклического строения — *метафосфатами*. Фосфаты с бесконечной открытой цепью называются *полиметафосфатами*.

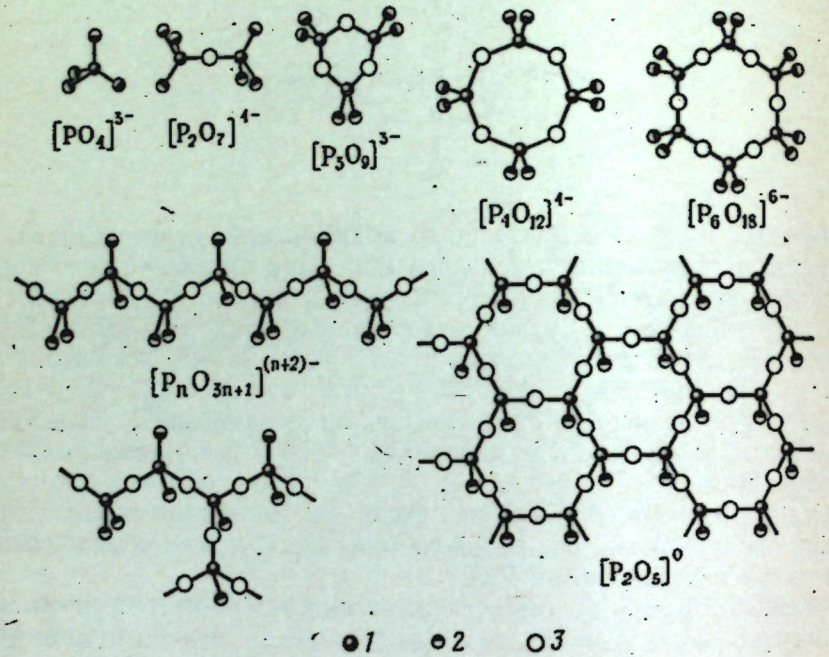
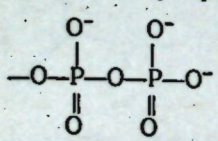
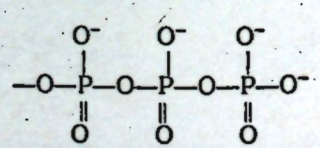


Рис. 160. Строение оксофосфат (V)-ионов и слоистой модификации P_2O_5:
1 — атом P; *2* — концевой атом O; *3* — мостиковый атом O

Полифосфаты представляют собой соли анионов общей формулы $[P_nO_{3n+1}]^{(n+2)-}$. Например, $\overset{+1}{M}_4P_2O_7$ — дифосфат (*пирофосфат*), $\overset{+1}{M}_5P_3O_{10}$ — трифосфат:

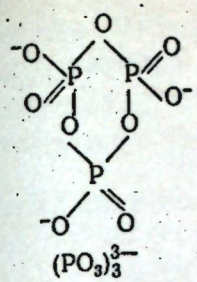


дифосфат-ион

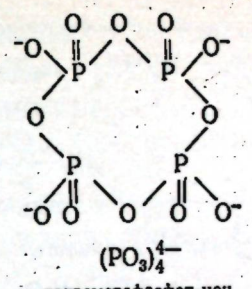


трифосфат-ион

К метафосфатам относятся соли анионов общей формулы $[P_nO_{3n}]^{n-}$. Например $\overset{+1}{M}_3P_3O_9$ — триметафосфат, $\overset{+1}{M}_4P_4O_{12}$ — тетраметафосфат:



триметафосфат-ион



тетраметафосфат-ион

Простейшие по составу оксофосфаты имеют формулы $\overset{+1}{M}_3PO_4$ и $\overset{+2}{M}_3(PO_4)_2$, $\overset{+1}{M}_4P_2O_7$ и $\overset{+2}{M}_2P_2O_7$, $\overset{+1}{M}PO_3$ и $\overset{+2}{M}(PO_3)_2$. Так, при взаимодействии CaO с P_2O_5 образуются $Ca_3(PO_4)_2$, $Ca_2P_2O_7$, $Ca(PO_3)_2$ (рис. 161).

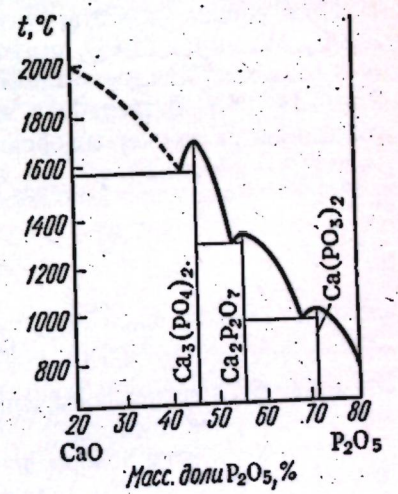
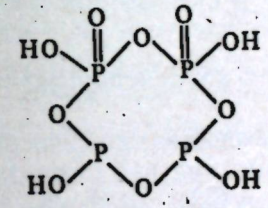


Рис. 161. Диаграмма плавкости системы CaO—P_2O_5

Для ознакомления с некоторыми типами фосфорных кислот рассмотрим гидратацию летучей модификации оксида фосфора (V) P_4O_{10}.

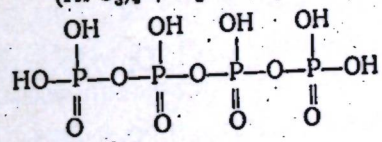
Как первую стадию гидратации можно рассматривать образование *тетраметафосфорной* кислоты:

$$P_4O_{10} + 2H_2O = (HPO_3)_4$$



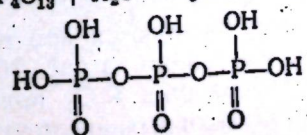
При дальнейшей гидратации тетраметафосфорная кислота превращается в *тетраполифосфорную*:

$$(HPO_3)_4 + H_2O = H_6P_4O_{13}$$



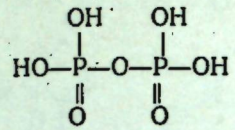
Далее происходит последовательное отщепление молекул H_3PO_4 с образованием сначала *триполифосфорной*:

$$H_6P_4O_{13} + H_2O = H_3PO_4 + H_5P_3O_{10}$$



затем *диполифосфорной* (*пирофосфорной*):

$$H_5P_3O_{10} + H_2O = H_3PO_4 + H_4P_2O_7$$

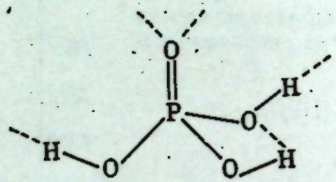


и, наконец, *ортофосфорной* кислоты:

$$H_4P_2O_7 + H_2O = H_3PO_4 + H_3PO_4$$

Гидратация нелетучих модификаций P_2O_5 протекает сложнее — через образование других полифосфорных кислот; но в конечном итоге также образуется H_3PO_4. Переход полифосфорных кислот в ортофосфорную ускоряется кипячением раствора, а также в присутствии сильных кислот.

Простейшим представителем оксофосфатов водорода является H_3PO_4. Молекула H_3PO_4 имеет форму искаженного тетраэдра (d_{PO} = = 0,152 нм, d_{P-OH} = 0,157 нм, ∠O = P — OH 112° и ∠HO — P — OH 106°). В твердом и жидком H_3PO_4 (т. пл. 42,3°C) молекулы объединяются за счет водородных связей:



Этим же обусловлена повышенная вязкость концентрированных растворов фосфорной кислоты.

Все оксофосфаты водорода — твердые вещества, хорошо растворимые в воде. Их растворы являются кислотами средней силы (для ортофосфорной кислоты $K_1 = 7{,}52 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6{,}31 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 1{,}26 \times \times 10^{-12}$). Ортофосфорную кислоту получают в огромных количествах обычно в виде сиропообразного 85%-ного раствора взаимодействием фосфатных минералов с серной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

или гидратацией оксида фосфора (V). Ортофосфорная кислота — конечный продукт гидролиза всех соединений фосфора (V), например:

$$POHal_3 + 3H_2O = H_3PO_4 + 3HHal$$

$$P_2S_5 + 8H_2O = 2H_3PO_4 + 5H_2S$$

$$H_3PS_4 + 4H_2O = H_3PO_4 + 4H_2S$$

Полифосфорные кислоты образуются при взаимодействии P_2O_5 с ортофосфорной кислотой. Как видно из рис. 162, в системе P_2O_5 — H_2O по мере увеличения содержания P_2O_5 количество H_3PO_4 уменьшается, а содержание полифосфорных кислот увеличивается.

Из оксофосфатов (V) наибольшее практическое значение имеют производные анионов PO_4^{3-} (*фосфаты*), HPO_4^{2-} (*гидрофосфаты*) и $H_2PO_4^-$ (*дигидрофосфаты*). Из фосфатов растворимы лишь немногие, в частности производные Na^+, K^+, NH_4^+. Как правило, фосфаты бесцветны.

Основная масса фосфатов применяется в качестве удобрений. Так, $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ составляет основу *суперфосфата*, а $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ — *преципитата*. Смешанными азотнофосфорными удобрениями являются так называемые *аммофос* — смесь $(NH_4)H_2PO_4$ и $(NH_4)_2HPO_4$ и *азофоска* — смесь аммофоса с KNO_3.

Фосфаты в отличие от нитратов окислительные свойства не проявляют.

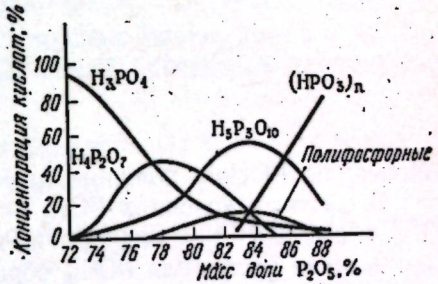


Рис. 162. Состав фосфорных кислот в зависимости от содержания в растворе P_2O_5

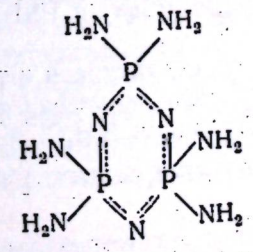
Сульфид P_2S_5 подобно P_2O_5 существует в виде нескольких модификаций. Наиболее простая форма состоит из молекул P_4S_{10}, по структуре аналогичных P_4O_{10}. Такое же строение имеет оксосульфид $P_4O_6S_4$.

Сульфидофосфаты (V) можно получить взаимодействием сульфидов металлов с P_2S_5 или сплавлением металла, красного фосфора и серы. Растворимые сульфидофосфаты (NH_4^+, K^+, Na^+ и др.) постепенно разлагаются водой с выделением H_2S, переходя при этом в соответствующие оксосульфидофосфаты и в конечном итоге в оксофосфаты. Например:

$$Na_3PS_4 \rightarrow Na_3POS_3 \rightarrow Na_3PO_2S_2 \rightarrow Na_3PO_3S \rightarrow Na_3PO_4$$

Структура нитрида фосфора (V) P_3N_5 изучена недостаточно. Это белое, твердое, химически очень устойчивое вещество. В реакции вступает лишь при сильном нагревании (500—700°C).

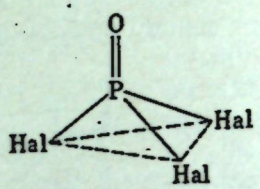
Известен также аморфный продукт состава H_4PN_3, который, очевидно, является метанитридофосфатом (V) водорода — аналогом $(HPO_3)_3$:



Отвечающий кислотной функции P_3N_5 анион PN_2^- полимерен, имеет струк-

туру типа SiO_2 (кристабаллита). В $LiPN_2$ ионы Li^+ расположены в пустотах трехмерной сетки координационного иона PN_2^-.

Молекулы о к с о т р и г а л и д о в $POHal_3$ (*фосфорилгалиды*) имеют форму искаженного тетраэдра ($d_{PO} = 0{,}145$ нм, $d_{PF} = 0{,}152$ нм, $d_{PCl} = 0{,}199$ нм, $\angle HalPHal \sim 100°$):



Молекулы $POHal_3$ полярны ($\mu = 0{,}6 \cdot 10^{-29} - 1{,}2 \cdot 10^{-29}$ Кл · м).

В обычных условиях POF_3 — газ (т. пл. —39°С), $POCl_3$ (т. пл. 1°С, т. кип. 107°С) — жидкость и $POBr_3$ (т. пл. 56°С) — твердое вещество. Хлорид фосфорила $POCl_3$ образуется при гидролизе PCl_5 с недостатком воды или при нагревании смеси P_2O_5 и PCl_5:

$$P_2O_5 + 3PCl_5 = 5POCl_3$$

Особая склонность PCl_5 переходить в $POCl_3$ используется в различных синтезах, например для превращения H_2SO_4 в хлорсульфоновую кислоту HSO_3Cl и хлористый сульфурил SO_2Cl_2:

$$SO_2(OH)_2 + PCl_5 = POCl_3 + SO_2(OH)Cl + HCl$$

$$SO_2(OH)Cl + PCl_5 = POCl_3 + SO_2Cl_2 + HCl$$

Оксофториду фосфора (V) POF_3 соответствуют фторофосфаты водорода типа $H_2[PO_3F]$ и $H[PO_2F_2]$, являющиеся в воде очень сильными кислотами. Они образуются наряду с HPF_6 при взаимодействии P_2O_5 с раствором HF:

$$2P_2O_5 + 15HF = 2HPF_6 + H_2PO_3F + HPO_2F_2 + 5H_2O$$

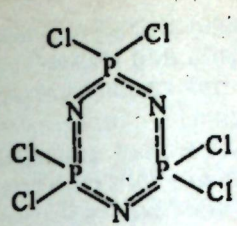
Соли $H[PO_3F]$ во многом напоминают сульфаты, а соли $H_2[PO_2F_2]$ — перхлораты. Известен также $H[PO_2Cl_2]$ (т. пл. —28°С).

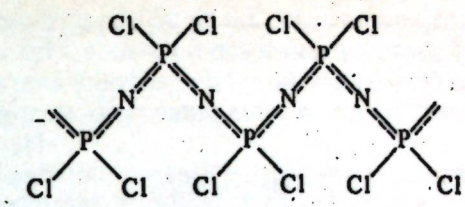
С у л ь ф и д о г а л и д ы фосфора (V), например газообразный PSF_3, жидкий $PSCl_3$, твердые $PSBr_3$ и PSI_3, по структуре подобны $POHal_3$.

Весьма разнообразны по структуре н и т р и д о г а л и д ы фосфора (V) состава $PNHal_2$ (*фосфонитрилгалиды*). Нитридохлориды $PNCl_2$ образуются при нагревании NH_4Cl и PCl_5 под давлением:

$$NH_4Cl + PCl_5 = PNCl_2 + 4HCl$$

Молекулы $PNCl_2$ состоят из тетраэдров PN_2Cl_2, объединенных в кольца или зигзагообразную цепь:





Большинство фосфонитрилхлоридов $PNCl_2$ — твердые вещества. Они обладают высокой химической устойчивостью, но разлагаются водой. Высокомолекулярные фосфонитрилхлориды с молекулами в виде бесконечных изогнутых цепей по механическим свойствам напоминают каучук.

О к с о н и т р и д фосфора (V) PON образуется при аммонолизе $POCl_3$:

$$POCl_3 + 4H_3N = PON + 3NH_4Cl$$

Это аморфный термостойкий (до 750°С) белый порошок, нерастворимый ни в одном из обычных растворителей.

Приведенный обзор далеко не исчерпывает всего многообразия неорганических соединений фосфора. Еще более разнообразны его элементорганические соединения, в изучении которых особая заслуга принадлежит А. Е. Арбузову. Соединения фосфора широко применяют в качестве удобрений, для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур и сорняками, в медицине, производстве пластмасс и др.

§ 3. Подгруппа мышьяка

Мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi — полные электронные аналоги с конфигурацией s^2p^3. По мере увеличения размеров атомов в ряду As — Sb — Bi значения устойчивых координационных чисел возрастают. Степени окисления мышьяка, сурьмы и висмута равны —3, +3 и +5. Вследствие особой устойчивости конфигурации $6s^2$ для висмута наиболее характерна степень окисления +3.

Содержание в земной коре мышьяка, сурьмы и висмута сравнительно невелико. Они обычно встречаются в виде сульфидных минералов: As_2S_3 — *аурипигмент**, As_4S_4 — *реальгар*, Sb_2S_3 — *сурьмяный блеск* (*антимонит*), Bi_2S_3 — *висмутовый блеск* (*висмутин*), а также FeAsS — *мышьяковый колчедан* (*арсенопирит*).

Простые вещества. В ряду N—P—As—Sb—Bi отчетливо наблюдается усиление металлических признаков простых веществ. В частности, в этом ряду устойчивость неметаллических модификаций падает, а металлических возрастает. Мышьяк, как и фосфор, имеет несколько аллотропных форм. При быстром охлаждении пара (состоящего из молекул As_4) образуется неметаллическая модификация —

* Минерал As_2S_3 получил свое название по интенсивной золотистой окраске.

желтый мышьяк (пл. 2,0 г/см³), изоморфный белому фосфору и подобно ему растворимый в сероуглероде. Эта модификация менее устойчива, чем белый фосфор, и при действии света или при слабом нагревании легко переходит в металлическую модификацию — *серый мышьяк*.

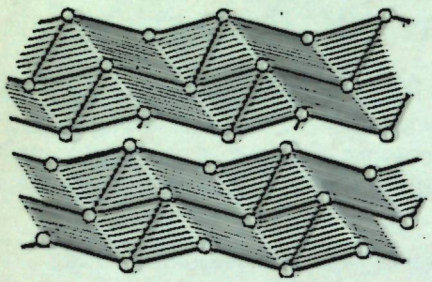


Рис. 163. Слоистая структура мышьяка, сурьмы и висмута

Неметаллическая модификация сурьмы (*желтая сурьма*) еще менее устойчива, чем желтый мышьяк. У висмута же неметаллическая модификация неизвестна вообще.

Устойчивые в обычных условиях модификации — серый мышьяк, серая сурьма и висмут — имеют металлический вид, электропроводны, но хрупки. Они изоморфны, имеют слоистую структуру (рис. 163) типа черного фосфора. Каждый из атомов пирамидально связан с тремя соседними по слою и имеет трех ближайших соседей в другом слое. В ряду As — Sb — Bi различие межъядерных расстояний внутри и между слоями уменьшается (0,063—0,050—0,037 нм), т. е. происходит постепенно приближение к характерному для металлических структур равенству межъядерных расстояний. Благодаря близости параметров кристаллических решеток сурьма образует твердые растворы с мышьяком и висмутом, но последние друг с другом их не образуют.

Некоторые сведения о простых веществах *p*-элементов V группы приведены ниже:

	N_2	P черный	As серый	Sb серая	Bi
Пл., г/см³	0,978*	2,69	5,7	6,68	9,80
$T_{пл}$, °C	—210,0	1000**	817***	630,5	271,4
$T_{кип}$, °C	—195,8	453 (возгонка)	615 (возгонка)	1635	1552
ΔE, эВ	—	1,5	1,2	0,12	металл
$d_{Э-Э}$, нм:					
внутри слоя	—	0,210	0,251	0,288	0,310
между слоями	—	0,368	0,314	0,338	0,347
S^0_{298}, Дж/град·моль	199,9	22,7	36,6	45,69	56,9

В обычных условиях металлические модификации устойчивы по отношению к воздуху и воде. В ряду напряжений они располагаются после водорода. При взаимодействии с концентрированной HNO_3 мышьяк переходит в мышьяковую кислоту:

$$\overset{0}{As} + 5HNO_3 + 2H_2O = \overset{+5}{H_3AsO_4} + 5NO$$

* В твердом состоянии.
** При $1{,}8 \cdot 10^5$ Па.
*** При $3{,}6 \cdot 10^5$ Па.

Сурьма в этих же условиях образует β-сурьмяную кислоту $HSbO_3$ ($Sb_2O_5 \cdot nH_2O$):

$$\overset{0}{Sb} + 5HNO_3 = \overset{+5}{HSbO_3} + 5NO + H_2O$$

Висмут же в концентрированной HNO_3 пассивируется, а с разбавленной дает нитрат, т. е. ведет себя как металл:

$$\overset{0}{Bi} + 4HNO_3 = \overset{+3}{Bi}(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$$

Для получения мышьяка, сурьмы и висмута их природные сульфиды обжигают; образующиеся при этом оксиды восстанавливают углем:

$$2Э_2S_3 + 9O_2 = 6SO_2 + 2Э_2O_3$$

$$Э_2O_3 + 3C = 2Э + 3CO$$

Мышьяк, сурьма и висмут существенно отличаются по структуре от типичных металлов и поэтому с металлами твердые растворы обычно не образуют. Более характерно возникновение эвтектических смесей. Так, сплав состава 60% Bi и 40% Cd плавится при 144°C. Широко применяемый *сплав Вуда*, температура плавления которого 65—70°C, т. е. ниже точки кипения воды, содержит 50% Bi, 25% Pb, 12,5% Sn и 12,5% Cd. Сплав состава 41% Bi, 22% Pb, 11% Sn, 8% Cd и 18% In плавится лишь при 47°C. Сплавы висмута эвтектического состава применяются в автоматических огнетушителях и в качестве припоев.

Мышьяк и сурьма используются главным образом в качестве добавки к свинцу для придания ему повышенной твердости. Важное значение имеет *типографский сплав*, содержащий 25% Sb, 60% Pb и 15% Sn.

Соединения со степенью окисления мышьяка, сурьмы и висмута—3. В качестве солеподобных соединений, в которых мышьяк, сурьма и висмут проявляют степень окисления —3, можно рассматривать *арсениды*, *стибиды* (*антимониды*) и *висмутиды* s-элементов I и II групп ($K_3Э$, $Ca_3Э_2$, $Mg_3Э_2$ и др.). В большинстве же других случаев при взаимодействии металлов с мышьяком, сурьмой и висмутом образуются соединения металлического типа. Стибиды и арсениды *p*-элементов и элементов подгруппы цинка — полупроводники. В ряду однотипных нитридов, фосфидов, арсенидов, стибидов и висмутидов ширина запрещенной зоны уменьшается, что свидетельствует об увеличении доли делокализованной связи. Например:

	AlN	AlP	AlAs	AlSb
ΔE, эВ	3,8	3,0	2,16	1,6

Большинство арсенидов, стибидов и висмутидов довольно легко разлагается кислотами.

Ослабление признаков неметаллических элементов в ряду As — Sb — Bi проявляется также в их соединениях с водородом $H_3Э$. Строение молекул $H_3Э$ аналогично строению H_3N и H_3P. Но по мере

увеличения размеров электронных облаков в ряду N — P — As — Sb — Bi полярность и прочность связи Э — H уменьшается. По этой же причине несвязывающее двухэлектронное облако становится пространственно менее направленным, значение валентного угла ∠НЭН приближается к 90° и наблюдается уменьшение электрического момента диполя молекул.

В этом же ряду уменьшаются энтальпии образования.

	H_3N	H_3P	H_3As	H_3Sb
$d_{ЭН}$, нм	0,102	0,144	0,152	0,171
∠НЭН	107,3°	93,3°	92°	91°
$E_{ЭН}$, кДж/моль	380	323	281	256
$\mu_{H_3Э} \cdot 10^{29}$, Кл·м	0,48	0,19	0,07	0,04
Т. пл., °С	—77,8	—133,8	—116	—88
Т. кип., °С	—33	—87,7	—62	—18
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—46,19	+9,6	+67	+144,6

В обычных условиях H_3As (*арсин*), H_3Sb (*стибин*) и BiH_3 (*висмутин*) — газообразные вещества с резким запахом. Арсин, стибин и особенно висмутин сильно эндотермичны. При нагревании они довольно легко распадаются с образованием на стенках сосуда черного осадка с металлическим блеском (простые вещества As, Sb, Bi). В ряду H_3As — H_3Sb — BiH_3 устойчивость падает, вследствие чего висмутин недостаточно изучен. Все они — сильные восстановители.

Образуются $H_3Э$ действием разбавленных кислот на арсениды, стибиды и висмутиды:

$$Mg_3Э_2 + 6HCl = 3MgCl_2 + 2H_3Э$$

а также действием цинка на подкисленные растворы соединений:

$$As_2O_3 + 6Zn + 12HCl = 2H_3As + 6ZnCl_2 + 3H_2O$$

Арсин (в меньшей степени стибин и висмутин) очень токсичен. Поскольку цинк почти всегда содержит небольшие количества мышьяка, опасно вдыхать водород, выделяющийся при действии кислот на цинк.

В ряду H_3N — H_3P — H_3As — H_3Sb — BiH_3 электронодонорные свойства молекул ослабевают. Так, если производные аммония вполне устойчивы, то *арсоний*-ион AsH_4^+ обнаружен лишь с помощью ИК-спектра (в смеси H_3As и HI при низкой температуре). Ионы SbH_4^+ и BiH_4^+ вообще не обнаружены.

В молекулах арсина и стибина связь почти неполярна и в зависимости от условий характер поляризации атомов As и Sb может изменяться. Поэтому для H_3As и H_3Sb характерен ряд свойств гидридов, т. е. производных As(III) и Sb(III). В частности, при взаимодействии арсина с растворами щелочей выделяется водород.

Соединения мышьяка (III), сурьмы (III) и висмута (III). В степени окисления +3 атомы As, Sb и Bi сохраняют несвязывающую электронную пару; имеют координационные числа 3, 4, 5 и 6. Этим координационным числам отвечают структурные единицы в виде тригональной пирамиды (тип AB_3E, см. рис. 51, *б*), искаженного тетраэдра (тип AB_4E, см. рис. 51, *д*), тетрагональной пирамиды (тип AB_5E, см. рис. 51, *и*) искаженного октаэдра (тип AB_6E) соответственно.

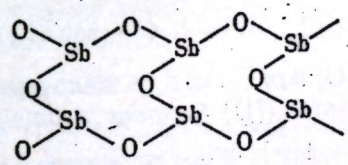
Степень окисления +3 у мышьяка и его аналогов проявляется в галидах $ЭHal_3$, оксидах $Э_2O_3$, сульфидах $Э_2S_3$. Бинарные соединения и гидроксиды Э(III) амфотерны. Отвечающие кислотным признакам соединений Э(III) анионные комплексы имеют состав

$ЭHal_3$	$Э_2O_3$	$Э(OH)_3$	$Э_2S_3$
$ЭHal_4^-$	$ЭO_2^-$	$Э(OH)_4^-$	$ЭS_2^-$

В ряду однотипных соединений As(III) — Sb(III) — Bi(III) кислотные признаки ослабевают и нарастают основные.

Оксиды $Э_2O_3$ получают прямым взаимодействием простых веществ, Sb_2O_3 также окислением сурьмы разбавленной HNO_3, а Bi_2O_3 — термическим разложением $Bi(NO_3)_3$.

Структура оксидов при переходе от As (III) к Bi(III) существенно изменяется. Кристаллы низкотемпературных модификаций As_2O_3 и Sb_2O_3 имеют, как и P_2O_3, молекулярную решетку, построенную из молекул $Э_4O_6$. Последние состоят из четырех объединенных друг с другом пирамид $ЭO_3$ (см. с. 370). В высокотемпературной модификации Sb_2O_3 пирамиды SbO_3 связаны в бесконечные сдвоенные цепи:



Оксид висмута (III) Bi_2O_3 имеет координационную решетку с искаженной октаэдро-тетраэдрической координацией атомов. Различие в структуре, естественно, сказывается на свойствах оксидов.

	As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
Цвет	белый	белый	желтый
Т. пл. °С	274	656	820
Т. кип., °С	460	1456	1010 (субл.)
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—653	—699,6	—578
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—574	—618,8	—498
Растворимость в воде, моль/л	$9 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-8}$

As_2O_3 (*белый мышьяк*) — преимущественно кислотный оксид. Он растворяется в воде и щелочах, но в отличие от P_2O_3 взаимодействует также с галогеноводородными кислотами:

$$As_2O_3 + 2H_2O = 2H_3AsO_3$$

$$As_2O_3 + 8HCl = 2HAsCl_4 + 3H_2O$$

Sb_2O_3 в воде практически не растворяется, но взаимодействует со щелочами, а также с соляной кислотой.

Взаимодействие As_2O_3 и Sb_2O_3 с растворами щелочей приводит к образованию соответственно гидроксоарсенатов (III) (*гидроксоарсенитов*) и гидроксостибатов (III) (*гидроксоантимонитов*):

$$Э_2O_3 + 2KOH + 3H_2O = 2K[Э(OH)_4]$$

Наоборот, Bi_2O_3 легко взаимодействует с кислотами, образуя разнообразные соли Bi(III), в воде не растворяется, со щелочами практически не реагирует.

Аналогично изменяются свойства и в ряду гидроксидов. В отличие от H_3PO_3 гидроксиды $As(OH)_3$ и $Sb(OH)_3$ амфотерны: у первого преобладают кислотные свойства, у второго — основные. При этом и кислотная, и основная ионизации $Э(OH)_3$ в растворе выражены слабо.

В свободном состоянии $As(OH)_3$ не выделен, в водном растворе ведет себя как слабая кислота H_3AsO_3, называемая *мышьяковистой*.

Гидроксиды Sb(III) и Bi(III) в воде практически не растворяются. Они получаются в виде белых осадков переменного состава $Э_2O_3 \cdot nH_2O$ при действии щелочей на катионные производные Э(III):

$$Bi(NO_3)_3 + 3KOH = Bi(OH)_3\downarrow + 3KNO_3$$

или кислот на анионные производные Э(III):

$$Na[Sb(OH)_4] + HCl = NaCl + Sb(OH)_3\downarrow + H_2O$$

При сплавлении $Э_2O_3$ или $Э(OH)_3$ со щелочами обычно образуются полимерные метаарсенаты (III) (*метаарсениты*) и метастибаты (III) (*метаантимониты*) состава $\overset{+1}{M}ЭO_2$. Оксовисмутаты (III) неустойчивы.

Метастибиты типа $\overset{+2}{M}(SbO_2)_2$ (M=Mg, Zn, Mn, Fe, Co, Ni), получаемые при сплавлении соответствующих оксидов, представляют собой смешанные оксиды. Они образованы цепочками октаэдров MO_6, сочлененных с цепочками пирамид SbO_3, $d_{SbO} = 0{,}201$ и $0{,}187$ нм, $\angle OSbO = 101$ и 95° (см. строение Pb_3O_4, рис. 176).

Ослабление кислотных признаков проявляется также в ряду сульфидов $Э_2S_3$. Желтый As_2S_3, оранжевый Sb_2S_3 и черно-бурый Bi_2S_3 — твердые вещества, нерастворимые в воде.

Структурной единицей сульфидов является тригональная пирамида $ЭS_3$. Строение As_2S_3 (As_4S_6) аналогично строению As_2O_3; Sb_2S_3 и Bi_2S_3 — ленточные полимеры.

	As_2S_3	Sb_2S_3	Bi_2S_3
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—126	—170	—177
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—123	—169	—176
Т. пл., °С	310	550	685
Т. кип., °С	707	1180	Субл.

Сульфиды образуются непосредственным взаимодействием простых веществ или действием сероводорода на растворимые соединения Э(III) в кислой среде:

$$2Na[As(OH)_4] + 3H_2S + 2HCl = 2NaCl + As_2S_3\downarrow + 8H_2O$$

$$2Bi(NO_3)_3 + 3H_2S = Bi_2S_3\downarrow + 6HNO_3$$

Сульфиды As(III) и Sb(III) — преимущественно кислотные соединения. Они легко растворяются в присутствии основных сульфидов с образованием сульфидоарсенатов (III) и сульфидостибатов (III) типа $\overset{+1}{M}ЭS_2$ и $\overset{+1}{M}_3ЭS_3$:

$$Э_2S_3 + (NH_4)_2S = 2NH_4ЭS_2$$

Растворяются As_2S_3 и Sb_2S_3 и в щелочах.

Сульфид висмута (III) Bi_2S_3 кислотные свойства в растворах не проявляет, с основными сульфидами взаимодействует лишь при сплавлении.

Соединения $Э_2S_3$ характеризуются сравнительно небольшими значениями энергий Гиббса образования; довольно легко переходят в $Э_2O_3$, $ЭF_3$ и $ЭCl_3$ при окислении кислородом, фтором и хлором, например:

$$2Sb_2S_3 + 9O_2 = 2Sb_2O_3 + 6SO_2$$

В отличие от As_2S_3 сульфиды Sb(III) и Bi(III) растворяются в концентрированной соляной кислоте:

$$Sb_2S_3 + 8HCl \rightleftarrows 2HSbCl_4 + 3H_2S$$

Сульфидоарсенаты (III) (*тиоарсениты*) и сульфидостибаты (III) (*тиоантимониты*) в твердом состоянии вполне устойчивы, но соответствующие им тиокислоты при получении распадаются:

$$2NH_4AsS_2 + 2HCl = 2HAsS_2 + 2NH_4Cl$$
$$2HAsS_2 = As_2S_3 + H_2S$$
$$\overline{2NH_4AsS_2 + 2HCl = 2NH_4Cl + As_2S_3 + H_2S}$$

Тригалиды элементов подгруппы мышьяка $ЭHal_3$ получают взаимодействием простых веществ при недостатке галогена.

Молекулы тригалидов $ЭHal_3$ (как и $PHal_3$) имеют пирамидальное строение. В соответствии с увеличением размеров атомов галогенов в ряду молекул $ЭF_3$—$ЭCl_3$—$ЭBr_3$—$ЭI_3$ межъядерные расстояния увеличиваются, энергии связей, энтальпии и энергии Гиббса образования уменьшаются, например:

	AsF_3	$AsCl_3$	$AsBr_3$	AsI_3
$d_{As\,Hal}$, нм	0,171	0,216	0,233	0,255
$E_{As\,Hal}$, кДж/моль	464	293	242	180
ΔH^0_f, кДж/моль	—950	—300	—195	—57
ΔG^0_f, кДж/моль	—907	—258	—175	—58
Т. пл., °С	—6	—16	31	144
Т. кип., °С	57	130	221	403

У большинства тригалидов элементов подгруппы мышьяка кристаллические решетки молекулярны. Температура плавления трифторида висмута, имеющего координационную решетку, наиболее высокая (730°С).

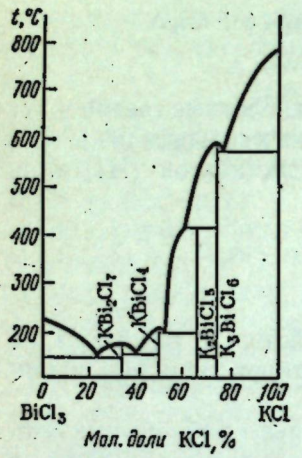


Рис. 164. Диаграмма плавкости системы $BiCl_3$—KCl

Подобно $Э_2O_3$ и $Э_2S_3$, галиды As(III) — кислотные соединения, галиды Sb(III) и Bi(III) проявляют также свойства солей.

При гидролизе $AsHal_3$ образуются кислоты. Однако в отличие от $PHal_3$ гидролиз $AsHal_3$ обратим:

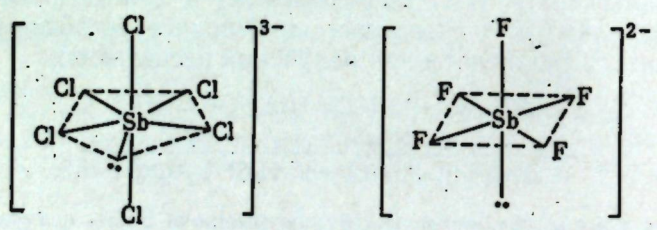
$$AsCl_3 + 4H_2O \rightleftarrows H[As(OH)_4] + 3HCl$$

Гидролитическое разложение галидов Sb(III) и Bi(III) также преобладает над их электролитической диссоциацией. Гидролиз протекает энергично до оксогалидов, например:

$$SbCl_3 + H_2O \rightleftarrows SbOCl + 2HCl$$

Кислотная природа $ЭHal_3$ проявляется также при взаимодействии с основными галидами. При этом образуются соответственно галогеноарсенаты (III), галогеностибаты (III) и галогеновисмутаты (III) чаще всего состава $M^{+1}_3[ЭHal_6]$, $M^{+1}_2[ЭHal_5]$ и $M^{+1}[ЭHal_4]$ (рис. 164).

Ион $[SbHal_6]^{3-}$ имеет форму несколько искаженного октаэдра, ион $[SbF_5]^{2-}$ (как и IF_5) — форму квадратной пирамиды:



Такое же, как в SbF_5^{2-}, расположение связей наблюдается в тетрамерном ионе $[SbCl_4^-]_4$.

Оксогалиды Sb(III) и Bi(III) состава ЭОHal в обычных условиях — твердые, нерастворимые в воде вещества с координационно-слоистой решеткой, структурно совершенно отличные от аналогичных соединений фосфора (III) и мышьяка (III). Расположение атомов в слое кристалла BiOCl показано на рис. 165.

Ослабление неметаллических свойств в ряду As — Sb — Bi проявляется также в изменении устойчивости солей и солеподобных соединений Э (III). Последние для As (III) неустойчивы и в свободном состоянии не выделены, а для Sb(III) известны сульфат $Sb_2(SO_4)_3$, нитрат $Sb(NO_3)_3$ и некоторые другие. В воде эти соединения энергично разлагаются. Относительно устойчивы комплексные стибаты (III) s-элементов I группы, например сульфатостибаты (III) $M^{+1}[Sb(SO_4)_2]$.

Соли Bi(III) весьма разнообразны и устойчивы. Кислотные признаки у них проявляются в характере гидролиза (который у них преобладает над электролитической диссоциацией)

$$Bi(NO_3)_3 + H_2O \rightleftarrows BiONO_3 + 2HNO_3$$

и в способности образовывать производные типа $M^{+1}[Bi(SO_4)_2]$, $M^{+1}[Bi(NO_3)_4]$.

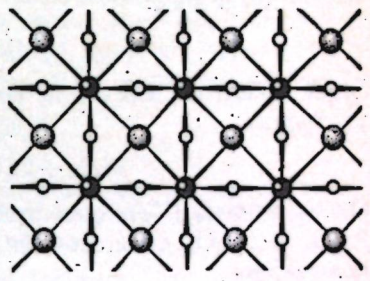


Рис. 165. Структура слоя кристаллического BiOCl

Соединения As (III) довольно легко окисляются. Так, As_2S_3 окисляется персульфидом аммония:

$$As_2S_3 + 2(NH_4)_2S_2 = As_2S_5 + 2(NH_4)_2S$$

а As_2O_3 — азотной кислотой:

$$3As_2O_3 + 4HNO_3 + 7H_2O = 6H_3AsO_4 + 4NO$$

У производных Sb(III) восстановительная активность проявляется в меньшей степени, однако Sb_2S_3 также окисляется персульфидом аммония. Окисление же соединений Bi(III) возможно лишь наиболее сильными окислителями в сильнощелочной среде, например:

$$BiCl_3 + Cl_2 + 6KOH = KBiO_3 + 5KCl + 3H_2O$$

Соединения мышьяка (V), сурьмы (V) и висмута (V). В ряду As(V) — Sb(V) — Bi(V) устойчивость соединений в целом падает. При этом в изменении свойств проявляется внутренняя периодичность (см. рис. 131). При рассмотрении подгрупп брома и селена (см. рис. 137) было показано, что высшая степень окисления в этих подгруппах наиболее характерна для *p*-элементов 5-го периода, т. е. для I и Te. Наименее устойчива высшая степень окисления для *p*-элементов 6-го периода, т. е. для At и Po. Подобная закономерность, хотя и выраженная менее отчетливо, проявляется и в подгруппе мышьяка; степень окисления +5 наиболее характерна для Sb, менее характерна для As и неустойчива у Bi.

Для висмута (V) получен лишь фторид BiF_5, для мышьяка (V) и сурьмы (V), кроме того, известны оксиды $Э_2O_5$, сульфиды $Э_2S_5$, а для сурьмы (V) — еще и хлорид $SbCl_5$:

AsF_5	SbF_5	BiF_5
($AsCl_5$)	$SbCl_5$	($BiCl_5$)
As_2O_5	Sb_2O_5	(Bi_2O_5)
As_2S_5	Sb_2S_5	(Bi_2S_5)

По химической природе бинарные соединения мышьяка (V) и его аналогов кислотные. Им соответствуют анионные комплексы, простейшие из которых $ЭHal_6^-$, $ЭO_4^{3-}$, $Э(OH)_6^-$.

Оксиды $Э_2O_5$ в обычных условиях — твердые вещества. По структуре и свойствам As_2O_5 напоминает P_2O_5, хорошо растворяется в воде:

$$As_2O_5 + 3H_2O = 2H_3AsO_4$$

Sb_2O_5 (желтого цвета) в воде растворим мало, лучше в щелочных растворах:

$$Sb_2O_5 + 2KOH + 5H_2O = 2K[Sb(OH)_6]$$

Оксиарсенаты (V) и оксостибаты (V), образующиеся при сплавлении As_2O_5 и Sb_2O_5 со щелочами и оксидами металлов, в большинстве полимерны.

Структура оксоарсенатов обычно подобна структуре силикофосфатов (V). Для оксостибатов (V) $\overset{+1}{M}SbO_3$, $\overset{+3}{M_3}SbO_4$, $\overset{+2}{M_2}Sb_2O_7$ наиболее характерна октаэдрическая структурная единица SbO_6. Структура оксовисмутатов (V) не выяснена. Чаще всего полимерные висмутаты отвечают составу $\overset{+1}{M}BiO_3$.

Из растворов обычно выделяются тетраоксоарсенаты типа $\overset{+1}{M_3}AsO_4$ и гексагидроксостибаты типа $\overset{+1}{M}[Sb(OH)_6]$. Подобно фосфатам арсенаты, стибаты и висмутаты, как правило, трудно растворимы в воде.

Из соответствующих соединений водорода в свободном состоянии получен лишь оксоарсенат (V) водорода H_3AsO_4 (*мышьяковая кислота*) — твердое, растворимое в воде вещество. H_3AsO_4 получают окислением As или As_2O_3 азотной кислотой. Мышьяковая кислота ($K_1 = 6 \cdot 10^{-3}$) слабее фосфорной. При попытке получения сурьмяных кислот образуется осадок неопределенного состава $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$. Не выделены в свободном состоянии и висмутовые кислоты.

Сульфиды $Э_2S_5$ во многом напоминают оксиды $Э_2O_3$. Желтый As_2S_5 и оранжевый Sb_2S_5 с водой не взаимодействуют; будучи кислотными соединениями, они растворяются в присутствии основных сульфидов и при действии щелочей:

$$Э_2S_5 + 3Na_2S = 2Na_3ЭS_4$$

Сульфиды $Э_2S_5$ можно получить либо взаимодействием простых веществ, либо осаждением при действии H_2S на производные Э(V) в кислой среде:

$$2Na_3AsO_4\ (р) + 5H_2S\ (р) + 6HCl\ (р) = As_2S_5\ (т) + 6NaCl\ (р) + 8H_2O\ (ж)$$

Соответствующие сульфидоарсенаты (V) и сульфидостибаты (V) (*тиокислоты*) водорода в свободном состоянии неустойчивы.

Молекулы пентагалидов $ЭHal_5$, как и $PHal_5$, имеют форму тригональной бипирамиды (см. рис. 49, *б*).

В обычных условиях AsF_5 — газ (т. пл. —80°С, т. кип. —53°С), а SbF_5 (т. пл. 8°С, т. кип. 142°С) и $SbCl_5$ (т. пл. 3°С, т. кип. 140°С) — жидкости; BiF_5 — твердое вещество (т. пл. 151°С, т. кип. 230°С). Резкое повышение точек плавления и кипения при переходе от AsF_5 и SbF_5 обусловливается ассоциацией молекул SbF_5 в полимерные цепи, образованные октаэдрическими структурными единицами SbF_6 (—SbF_4 — F — SbF_4 — F —). Пентагалиды — типичные кислотные соединения. При взаимодействии с водой $ЭHal_5$ дают кислоты, с основными галидами образуют галогеноарсенаты (V) и галогеностибаты (V):

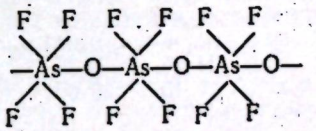
$$KF + ЭF_5 = K[ЭF_6]$$

Пентафториды $ЭF_5$—очень сильные акцепторы фторид-иона; при взаимодействии с $ЭF_5$ основные свойства проявляют даже такие соединения, как HF, O_2F_2, N_2F_2, N_2F_4, ClF_5 и др. (см. с. 319, 364), например:

$$2HF + SbF_5 \rightleftarrows FH_2^+ + SbF_6^-$$

$$ClF_5 + SbF_5 = [ClF_4]^+ [SbF_6]^-$$

Известны также производные $[AsCl_6]^-$, $[SbBr_6]^-$, $[BiOF_5]^{2-}$, $[AsF_5(OH)]^-$ и других комплексов. Производные типа $\overset{+1}{M}[ЭOF_4]$ образованы полимерными анионами в виде цепи октаэдрических структурных единиц:



Соединения висмута (V) — сильные окислители. Они, например, переводят Mn(II) в Mn(VII):

$$2Mn^{2+} + 5BiO_3^- + 14H^+ = 5Bi^{3+} + 2MnO_4^- + 7H_2O$$

Производные сурьмы (V) окислительные свойства проявляют в меньшей степени, однако Sb_2O_5 может окислять концентрированную соляную кислоту по обратимой реакции:

$$Sb_2O_5 + 10HCl \rightleftarrows 2SbCl_3 + 2Cl_2 + 5H_2O$$

Применение соединений мышьяка, сурьмы и висмута весьма разнообразно. Так, производные As в сельском хозяйстве служат одним из основных средств борьбы с вредителями культурных растений. Например, Na_3AsO_4, $Ca_3(AsO_4)_2$, $Ca(AsO_2)_2$ и другие применяются как инсектициды. Важное применение соединения мышьяка (As_2O_3, $KAsO_2$, органические производные) находят в медицине. Лекарства на их основе рекомендуют при малокровии, истощении, используют в стоматологической практике. Производные As, Sb и Bi нашли применение также в производстве керамики и в других областях.

Соединения сурьмы, висмута и в особенности мышьяка ядовиты!

Глава 5
p-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

К *p*-элементам IV группы относятся углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. В соответствии с электронными конфигурациями их атомов

C	$1s^2 2s^2 2p^2$
Si	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Ge	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
Sn	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
Pb	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$

углерод и кремний относятся к *типическим элементам*, а германий, олово и свинец составляют *подгруппу германия*.

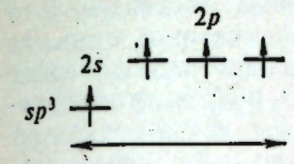
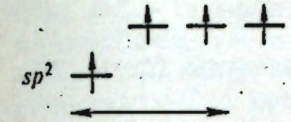
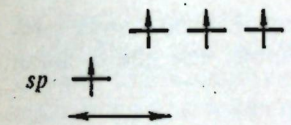
Основные сведения о *p*-элементах IV группы приведены ниже:

	$_6$C	$_{14}$Si	$_{32}$Ge	$_{50}$Sn	$_{82}$Pb
Атомная масса	12,01115	28,086	72,59	118,69	207,19
Валентные электроны	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Металлический радиус атома, нм	—	0,134	0,139	0,158	0,175
Ковалентный радиус атома, нм	0,077	0,117	0,122	0,140	—
Условный радиус иона $Э^{2+}$, нм	—	—	0,065	0,102	0,126
Условный радиус иона $Э^{4+}$, нм	—	0,034	0,044	0,067	0,076
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Содержание на Земле, мол. доли, %	0,15	20,0	$2 \cdot 10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-4}$	$1{,}6 \cdot 10^{-4}$

Как видно из приведенных данных, а также рис. 12, углерод существенно отличается от других *p*-элементов группы высоким значением энергии ионизации. Углерод — типичный неметаллический элемент. В ряду C — Si — Ge — Sn — Pb энергия ионизации уменьшается, а следовательно, неметаллические признаки элементов ослабевают, металлические усиливаются. В изменении свойств атомов и соединений в этом ряду проявляется вторичная периодичность (см. рис. 18 и 131).

§ 1. Углерод

В зависимости от числа σ-связей координационное число углерода равно четырем (sp^3-гибридизация), трем (sp^2-гибридизация) или двум (*sp*-гибридизация валентных орбиталей).

Характер гибридизации орбиталей атома углерода	Пространственное расположение σ-связей	Примеры соединений
	тетраэдрическое	алмаз, CH_4, $CHal_4$
	треугольное	графит, C_2H_6, CO_3^{2-}
	линейное	карбин, CO_2, CS_2

В большинстве соединений углерод четырехвалентен, ему приписывают степени окисления —4, +4, +2.

В атоме углерода в отличие от всех других элементов число валентных электронов равно числу валентных орбиталей. Это одна из основных причин большой устойчивости связи C — C и исключительной склонности углерода к образованию гомоцепей. Наблюдается резкое уменьшение энергии связей от углерода к азоту:

	≡C—C≡	=N—N=	—O—O—	:F—F:
	$H_3C—CH_3$	$H_2N—NH_2$	HO—OH	F—F
$E_{ЭЭ}$, кДж/моль	374	250	210	159

что объясняют отталкиванием несвязывающих электронных пар атомов азота. Гомоцепные молекулы, содержащие связь C — C, бывают самых разнообразных типов: линейные, разветвленные, сшитые, циклические. Эти многочисленные соединения углерода изучаются в органической химии.

В природе углерод находится в виде двух стабильных изотопов: ^{12}C (98,892%) и ^{13}C (1,108%). Его содержание в земной коре 0,15 мол. доли, %. Под действием космических лучей в земной атмосфере образуется также некоторое количество β-радиоактивного изотопа ^{14}C:

$$^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n = ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$$

По содержанию ^{14}C в растительных остатках судят об их возрасте. Получены также радиоактивные изотопы с массовыми числами от 10 до 16. В земной коре углерод находится в составе карбонатных минералов (прежде всего $CaCO_3$ и $MgCO_3$), каменного угля, нефти, а также

в виде графита и реже алмаза. Углерод — главная составная часть животного и растительного мира.

Простые вещества. В отличие от рассмотренных элементов 2-го периода, простые вещества которых имеют молекулярное строение F_2, O_2, N_2, простые вещества элемента углерода имеют полимерное строение. Кратные связи двухатомных молекул O_2 и N_2 заметно прочнее, чем σ-связи гомоцепей (кДж/моль):

O=O	—O—O—O—	N≡N	—N—N—N—
494	210 210	946	250 250

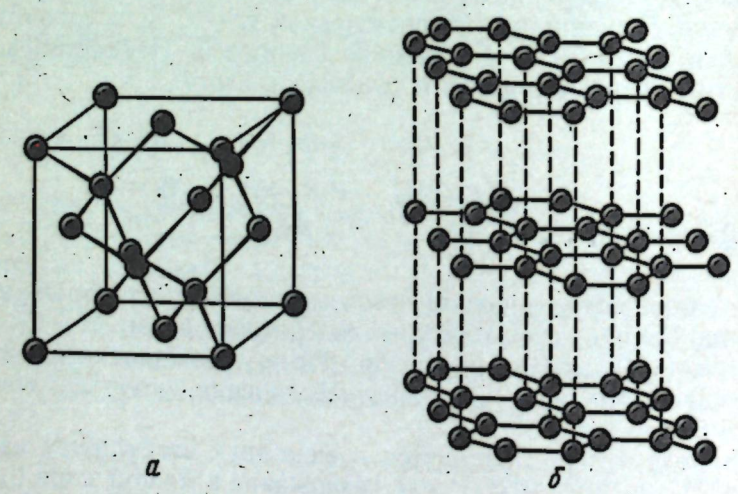
Электронная конфигурация двухатомной молекулы C_2 (с. 55):

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\pi_{y,z}^{св})^4$$

свидетельствует о том, что в ней атомы связаны посредством двух связей. Связь в молекуле C_2 оказывается менее прочной, чем две σ-связи в гомоцепях (кДж/моль):

C=C	—C—C—C—
627	374 374

В соответствии с характерными гибридными состояниями орбиталей атомы углерода могут объединяться в полимерные образования



а *б*

Рис. 166. Структура алмаза (*а*) и графита (*б*)

координационной (sp^3), слоистой (sp^2) и линейной структуры (sp). Этому соответствуют три типа простых веществ: *алмаз*, *графит* и *карбин*.

Алмаз — кристаллическое вещество с атомной координационной кубической решеткой (рис. 166). Вследствие sp^3-гибридизации каждый атом в алмазе образует равноценные прочные σ-связи с четырьмя

соседними. Это обусловливает исключительную твердость и отсутствие электронной проводимости в обычных условиях ($\Delta E = 5{,}7$ эВ). О жесткой структуре алмаза свидетельствует также очень небольшая величина энтропии алмаза — всего 2,4 Дж/(град · моль).

Графит — слоистое кристаллическое вещество с гексагональной структурой (рис. 166). В соответствии с sp^2-гибридизацией атомы углерода объединяются в макромолекулы $C_{2\infty}$, представляющие собой бесконечные слои из шестичленных колец. sp^2-Гибридное состояние в этом случае стабилизируется делокализованной π-связью, образованной за счет четвертого электрона каждого из атомов макромолекулы (рис. 167). π-Связь в графите делокализована в пределах всей макромолекулы. Этим определяются его электрическая проводимость, серый цвет и металлический блеск. Углеродные слои объединяются в кристаллическую решетку в основном за счет межмолекулярных сил. Прочность химических связей в плоскости макромолекулы (716 кДж/моль) значительно больше, чем между слоями (всего 17 кДж/моль).

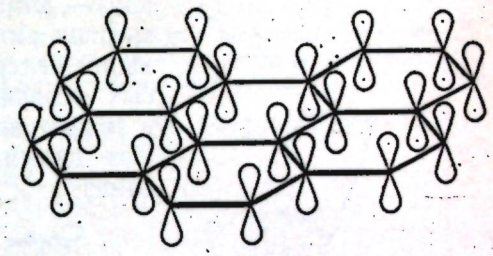


Рис. 167. Ориентация *p*-орбиталей атомов углерода макромолекулы $C_{2\infty}$.

Поэтому графит довольно мягок, легко расслаивается, химически несколько активнее алмаза. Плотность графита (2,1—2,5 г/см³) ниже, чем алмаза (3;5 г/см³); энтропия, напротив, у графита больше и составляет 5,74 Дж/град · моль.

Карбин — черный порошок (пл. 1,9—2 г/см³); его решетка гексагональная, построена из прямолинейных цепочек C_∞, в которых каждый атом образует по две σ- и π-связи. sp-Гибридизация орбиталей углерода отвечает объединению атомов в цепи вида

—C≡C—C≡C—C≡ (полиин) или =C=C=C=C=C= (поликумулен)

Существование двух линейных структур доказано как физическими, так и химическими методами (в частности, при озонировании полиин превращается в щавелевую кислоту, а поликумулен — в угольную кислоту). Карбин — полупроводник ($\Delta E = 1$ эВ). Под влиянием света его электрическая проводимость резко возрастает. Карбин синтезирован сравнительно недавно (в начале шестидесятых годов) советскими учеными. Позднее он был обнаружен в природе.

В соответствии с возрастанием порядка связи между атомами углерода в ряду алмаз — графит — карбин межъядерное расстояние d_{CC} в этом ряду уменьшается: 0,155; 0,142 и 0,128 нм (рис. 168). Расстояние между слоями в графите 0,335 нм. Расстояние между цепями в карбине 0,295 нм.

По значению стандартной энтропии модификации углерода располагаются в следующий ряд: $S_{карбин} > S_{графит} > S_{алмаз}$. Из сопо-

ставления теплот сгорания алмаза (—395,3 кДж/моль), графита (—393,5 кДж/моль) и карбина (—360,0 кДж/моль) следует, что наиболее стабильная модификация углерода — карбин, а наименее стабильная — алмаз. Вследствие очень высокой энергии активации превращения модификаций углерода возможны лишь при особых условиях. Так, алмаз превращается в графит при нагревании до 1000—1500°С (без доступа воздуха). Переход графита в алмаз

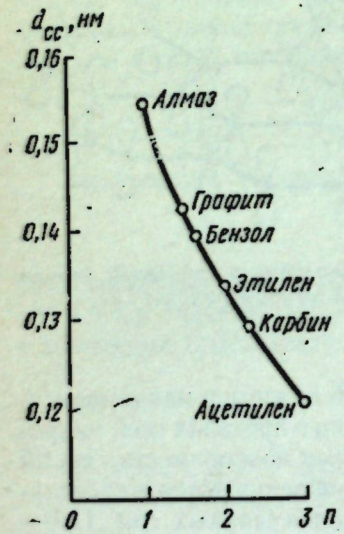


Рис. 168. Влияние кратности связи (n) на межъядерное расстояние d_{CC}

$$C_{графит} \rightarrow C_{алмаз}, \quad \Delta H > 0, \quad \Delta S < 0$$

вследствие очень незначительного уменьшения объема в согласии с принципом Ле Шателье требует очень высокого давления ($6 \cdot 10^9$—$10 \cdot 10^{10}$ Па). Повышение температуры неблагоприятно для смещения равновесия, но оно необходимо для достижения приемлемой скорости процесса. Процесс проводят при ~ 2000°С.

В последние годы освоен метод получения алмаза при низком давлении. Наращивание алмаза осуществляется на алмазной затравке в атмосфере углеводородного газа (метан, этан) при температуре порядка 1000°С. Такой способ позволяет получать алмазный порошок или кристаллы алмаза в виде «усов». Образующиеся кристаллы отличаются высокой чистотой.

Получаемый при термическом разложении органических соединений *черный графит*, или *уголь*, представляет собой тонкоизмельченный графит. Технически наиболее важными сортами черного графита являются *кокс*, *древесный уголь*, *животный уголь* и *сажа*. Все разновидности углерода тугоплавки.

При обычной температуре элементарный углерод весьма инертен. При высоких же температурах он непосредственно взаимодействует с многими металлами и неметаллами. Углерод проявляет восстановительные свойства, что широко используется в металлургии. Окислительные свойства углерода выражены слабо. Вследствие различия в структуре алмаз, графит и карбин по-разному ведут себя в химических реакциях. Для графита характерны реакции образования кристаллических соединений, в которых макромолекулярные слои $C_{2\infty}$ играют роль самостоятельных радикалов.

Так, при взаимодействии с фтором нелокализованная π-связь графита разрывается и возникают двухэлектронные σ-связи C—F. В пределе образуется *фторид графита* состава CF (рис. 169). При этом углерод переходит из sp^2- в sp^3-гибридное состояние. Поскольку во фториде графита все связи локализованные, он диэлектрик. Фторид графита — бесцветное, прозрачное, химически инертное вещество. Не реагирует даже с концентрированными кислотами и щелочами. Используется как смазочный материал. При дальнейшем окислении фтором превращается в CF_4. Алмаз окисляется фтором при нагревании непосредственно до CF_4. На различном отношении ко фтору основан один из способов отделения графита от алмаза, полученный синтезом.

При нагревании графита в парах или в расплаве щелочного металла (Cs, Rb или K) образуются соединения включения — *графитиды* щелочных металлов, в которых роль аниона играют гексагональные сетки $C_{2\infty}$. Структура графитида калия состава KC_8 показана на рис. 170. Графитиды MC_8 — весьма реакционноспособные вещества медно-красного цвета. Самовоспламеняются на воздухе, а с водой взаимодействуют со взрывом.

Соединения типа включения образуются также при взаимодействии графита с другими веществами (HNO_3, H_2SO_4, Cl_2, $FeCl_3$ и др.).

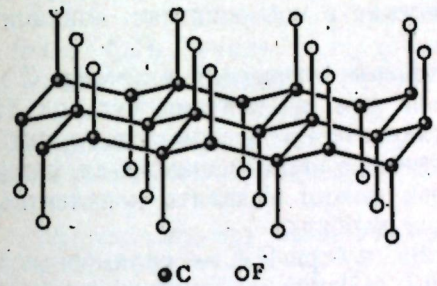


Рис. 169. Структура фторида графита CF

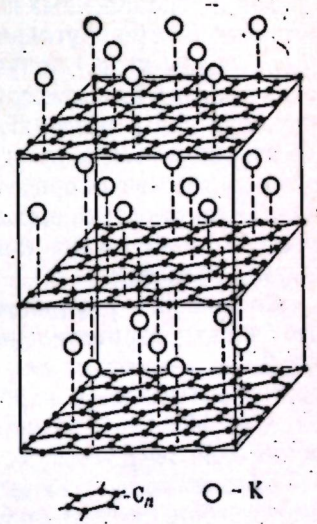


Рис. 170. Структура графитида состава KC_8

Из графита изготовляют электроды, плавильные тигли, футеровку электрических печей и промышленных электролизных ванн и др. В ядерных реакторах его используют в качестве замедлителя нейтронов. Графит применяется также как смазочный материал и т. д.

Исключительная твердость алмаза обусловливает его широкое применение для обработки особо твердых материалов, при буровых работах, для вытягивания проволоки и т. д. Наиболее совершенные кристаллы алмаза используют после огранки и шлифовки для изготовления ювелирных изделий (*бриллианты*).

Благодаря большой адсорбционной способности древесного и животного углей они применяются для очистки веществ от примесей. Сажа используется в производстве черной резины, для изготовления красок, туши и т. д.

Сочетание атомов углерода разных гибридных состояний в единой полимерной структуре порождает множество аморфных форм углерода. Типичным примером аморфного углерода является так называемый *стеклоуглерод*. В нем беспорядочно связаны между собой структур-

ные фрагменты алмаза, графита и карбина. Его получают термическим разложением некоторых углеродистых веществ. Стеклоуглерод — новый конструкционный материал с уникальными свойствами, не присущими обычным модификациям углерода. Стеклоуглерод тугоплавок (остается в твердом состоянии вплоть до 3700°С), по сравнению с большинством других тугоплавких материалов имеет небольшую плотность (до 1,5 г/см³), обладает высокой механической прочностью, электропроводен. Стеклоуглерод весьма устойчив во многих агрессивных средах (расплавленных щелочах и солях, кислотах, окислителях и др.). Изделия из стеклоуглерода самой различной формы (трубки, цилиндры, стаканы и пр.) получают при термическом разложении углеродистых веществ или прессованием стеклоуглерода. Уникальные свойства стеклоуглерода позволяют использовать его в атомной энергетике, электрохимических производствах, для изготовления аппаратуры для особо агрессивных сред. Стекловидное углеродистое волокно, обладая низкой плотностью, высокой прочностью на разрыв и повышенной термостойкостью, может найти применение в космонавтике, авиации и других областях.

Соединения с отрицательной степенью окисления углерода. С менее электроотрицательными, чем он сам, элементами углерод дает *карбиды*. Поскольку для углерода характерно образовывать гомоцепи, состав большинства карбидов не отвечает степени окисления углерода —4. По типу химической связи можно выделить ковалентные, ионно-ковалентные и металлические карбиды.

Ковалентные карбиды кремния SiC и бора B_4C — полимерные вещества. Они характеризуются очень высокой твердостью, тугоплавкостью и химической инертностью.

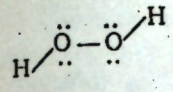
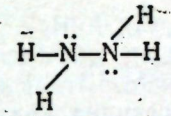
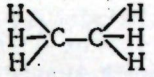
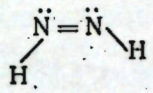
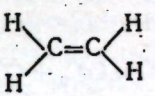
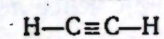
В качестве простейшего ковалентного карбида можно рассматривать метан CH_4. Его молекула (см. рис. 43) имеет тетраэдрическую форму (d_{CH} = 0,1093 нм, $\mu = 0$), что отвечает электронной конфигурации

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2(\sigma_y^{св})^2(\sigma_z^{св})^2.$$

Метан — бесцветный, не имеющий запаха газ (т. пл. —182,48°С, т. кип. —161,49°С), химически весьма инертен вследствие валентной и координационной насыщенности молекулы. На него не действуют кислоты и щелочи. Однако он легко загорается; его смеси с воздухом чрезвычайно взрывоопасны. Метан — основной компонент природного (60—90%), рудничного и болотного газа. Содержится в виде клатратов в земной коре (см. с. 263). В больших количествах образуется при коксовании каменного угля. Богатые метаном газы используются как высококалорийное топливо и сырье для производства водяного газа (см. с. 274).

Углерод образует многообразные *перкарбиды*. Вследствие высокой прочности гомоцепей из атомов углерода перкарбиды многообразнее пероксидов и пернитридов. В качестве простейших представителей перкарбидов можно формально рассматривать некоторые простейшие

углеводороды — изоэлектронные аналоги пероксида и пернитридов водорода:

Пероксид	Пернитриды	Перкарбиды	Характер гибридизации орбиталей атома Э (O, N, C)
 перекись водорода	 гидразин	 этан	sp^3
	 диимид	 этилен	sp^2
		 ацетилен	sp

Этан C_2H_6, *этилен* C_2H_4 и *ацетилен* C_2H_2 в обычных условиях — газы. Вследствие высокой прочности связи C_2H_6 (E_{CC} = = 347 кДж/моль), C_2H_4 (E_{CC} = 598 кДж/моль) и C_2H_2 (E_{CC} = = 811 кДж/моль) в отличие от H_2O_2, N_2H_4 и в особенности N_2H_2 вполне устойчивы и химически малоактивны.

Расстояния d_{CC} при одинарной, двойной и тройной связях между атомами углерода равны 0,154, 0,135 и 0,120 нм, а силовые постоянные k_{CC} — соответственно 450, 960 и 156 Н/м. В зависимости от типа гибридизации валентных орбиталей атома углерода длина связи CH составляет: 0,1093 нм (sp^3-гибридизация), 0,1071 нм (sp^2-гибридизация), 0,1057 нм (sp-гибридизация). Межъядерное расстояние в ионе C_2^{2-} составляет 0,119—0,124 нм.

Ионно-ковалентные карбиды — это бесцветные прозрачные кристаллические солеподобные вещества. При действии воды или разбавленной кислоты они разрушаются с выделением углеводородов. Поэтому карбиды подобного типа можно рассматривать как производные соответствующих углеводородов.

В качестве производных метана — *метанидов* — можно рассматривать карбиды Be_2C (т. пл. 2150°С) и Al_4C_3 (т. пл. 2800°С). Это тугоплавкие кристаллические вещества. Согласно рентгеноструктурным исследованиям в их кристаллах атомы углерода между собой не связаны. Метаниды водой разлагаются, выделяя метан:

$$Al_4C_3\ (к) + 12H_2O\ (ж) = 4Al(OH)_3\ (к) + 3CH_4\ (г),$$

$$\Delta G^0_{298} = -1770\ кДж/моль.$$

Из солеподобных перкарбидов относительно лучше изучены ацетилиды типа $\overset{+1}{M}_2\overset{-1}{C}_2$, $\overset{+2}{M}\overset{-1}{C}_2$ и $\overset{+3}{M}_2(\overset{-1}{C}_2)_3$. Ацетилиды наиболее характерны для *s*- и *d*-элементов I и II групп, а также для алюминия.

Ацетилиды образуются по обменным реакциям в растворах

$$2AgNO_3 + H_2C_2 = Ag_2C_2\downarrow + 2HNO_3$$

или непосредственным взаимодействием C_2H_2 с некоторыми металлами при нагревании:

$$2Al + 3H_2C_2 = Al_2(C_2)_3 + 3H_2$$

$$Zn + H_2C_2 = ZnC_2 + H_2$$

Имеющий наибольшее значение ацетилид кальция CaC_2 (обычно называемый *карбидом*) получают нагреванием CaO с углем в электропечах:

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO, \qquad \Delta H^0_{298} = 468 \text{ кДж/моль}.$$

Ацетилиды более или менее легко разлагаются водой:

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

с образованием ацетилена. При этом производные *s*-элементов I группы взрывают. Ацетилиды *d*-элементов I и II групп (Cu_2C_2, Ag_2C_2, Au_2C_2, HgC_2) взрывают и в сухом состоянии. Ацетилид кальция CaC_2 используется в технике для получения ацетилена.

В ряду F — O — N — C повышается способность к образованию соединений с делокализованной связью, вплоть до металлической. Металлическими являются карбиды *d*-элементов IV—VIII групп. Карбиды этого типа представляют собой соединения включения; в них атомы углерода занимают октаэдрические пустоты в плотноупакованных структурах атомов металлов. Металлические карбиды весьма разнообразны. Чаще всего встречаются карбиды среднего состава MC (TiC, ZrC, HfC, VC, NbC, TaC), M_2C (Mo_2C, W_2C), M_3C (Mn_3C, Fe_3C, Co_3C). Эти карбиды проявляют металлические признаки: металлический блеск, высокую электрическую проводимость, уменьшающуюся с повышением температуры, легкость образования твердых растворов с металлами и др. Состав карбидов *d*-элементов изменяется в широких пределах. Например, в зависимости от условий получения карбиды титана и ванадия имеют состав $TiC_{0,6-1,0}$ и $VC_{0,58-1,0}$.

Карбиды *d*-элементов обладают высокой твердостью, жаропрочностью, обычно более высокой температурой плавления, чем исходные металлы, например:

Металл	Ti	Zr	Hf	V	Nb	Ta	Mo	W	Mn	Fe
Т. пл., °С	1668	1852	2200	1919	2460	3000	2620	3380	1244	1539
Карбид	TiC	ZrC	HfC	VC	NbC	TaC	Mo_2C	W_2C	Mn_3C	Fe_3C
Т. пл., °С	3150	3580	3670	2800	3500	3880	2690	2800	1520	1650

Карбиды состава MC(TiC, VC, NbC) и M_2C (Mo_2C, W_2C) наряду с исключительной жаростойкостью и тугоплавкостью (2000—3500°С) характеризуются высокой коррозионной стойкостью.

Карбиды состава M_3C (Mn_3C, Fe_3C, Co_3C) термически и химически

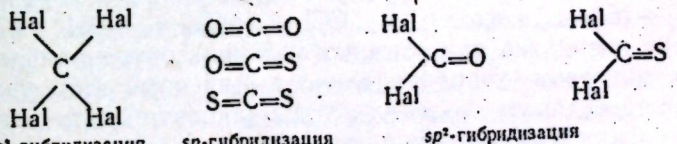
менее устойчивы. Так, они разлагаются разбавленными кислотами, выделяя смесь углеводородов.

Карбиды получают прокаливанием при высоких температурах смеси порошков металлов или их оксидов с углем в электрических печах:

$$V_2O_5 + 7C = 2VC + 5CO$$

Металлические карбиды входят в состав чугунов и сталей, придавая им твердость, износоустойчивость и другие ценные качества. На основе карбидов вольфрама, титана и тантала производят сверхтвердые и тугоплавкие сплавы, применяемые для скоростной обработки металлов. Такие сплавы изготовляют методами порошковой металлургии (спрессовыванием составных частей при нагревании); в качестве цементирующего материала чаще всего используют кобальт и никель. Сплав, состоящий из 20% HfC и 80% TaC, — самый тугоплавкий из известных веществ (т. пл. 4400°С).

Соединения углерода (IV). Степень окисления углерода +4 проявляется в его соединениях с более электроотрицательными, чем он сам, неметаллическими элементами: $CHal_4$, CO_2, CS_2, $COHal_2$, $CSHal_2$. В соответствии с гибридным состоянием валентных орбиталей углерода молекулы его галидов $CHal_4$ имеют тетраэдрическую, молекулы оксида CO_2 и сульфида CS_2 — линейную, а оксо- и сульфидогалидов $COHal_3$ $CSHal_2$ — треугольную структуру:



sp^3-гибридизация sp-гибридизация sp^2-гибридизация

В обычных условиях некоторые из указанных соединений — газы (CF_4, CO_2, COS, $COCl_2$), другие — жидкости (CCl_4, CS_2) или легкоплавкие твердые вещества (CBr_4, CI_4). В твердом состоянии все они имеют молекулярные решетки.

По химической природе эти соединения углерода (IV) являются кислотными. Некоторые из них довольно легко взаимодействуют с водой, образуя кислоты:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$$

$$COCl_2 + 2H_2O = H_2CO_3 + 2HCl$$

и с основными соединениями, образуя соли:

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$$

$$2KNH_2 + CO_2 \xrightarrow{\text{в жидком } H_3N} K_2CN_2 + 2H_2O$$

$$CaS + CS_2 = CaCS_3$$

$$Ca_3N_2 + C_3N_4 \xrightarrow{\text{в жидком } H_3N} 3CaCN_2$$

Некоторые константы тетрагалидов углерода приведены ниже:

	CF_4	CCl_4	CBr_4	CI_4
Т. пл., °С	—184	—23	94	171 (разл.)
Т. кип., °С	—128	77	187	возг.
d_{CHal}, нм	0,136	0,176	0,194	0,215
E_{CHal}, кДж/моль	487	340	285	214
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—680,4	—114	94	—
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—878	—63	38	120

В обычных условиях CF_4 — газ, CCl_4 — жидкость, а CBr_4 и CI_4 — твердые вещества. Первые два галида бесцветны, CBr_4 — бледно-желтое и CI_4 — светло-красное вещества. Все эти соединения практически в воде нерастворимы, но растворяются в органических растворителях. Тетрафторид углерода чрезвычайно устойчив к нагреванию и химическим реагентам, тетрахлорид несколько менее устойчив, однако не разлагается щелочами и кислотами. Его гидролиз протекает лишь при высокой температуре в присутствии катализаторов (металлов). Изменение энергии Гиббса в реакции

$$CHal_4\ (г) + 2H_2O\ (г) = CO_2\ (г) + 4HHal\ (г)$$

свидетельствует о термодинамической вероятности гидролиза CF_4 ($\Delta G^0_{298} = -150$ кДж/моль) и CCl_4 ($\Delta G^0_{298} = -251$ кДж/моль). Отсутствие гидролиза при обычных условиях обусловливается кинетическим фактором: координационно насыщенный атом углерода не склонен присоединять молекулы воды (акцептировать электронные пары от молекул H_2O для инициирования гидролиза).

По мере увеличения длины и ослабления прочности связи C — Hal в ряду $CF_4 — CCl_4 — CBr_4 — CI_4$ устойчивость соединений снижается и возрастает химическая активность.

Тетрафторид углерода можно получить непосредственным взаимодействием простых веществ или по обменной реакции между CCl_4 и AgF при 300°С. Тетрахлорид получают хлорированием CS_2 в присутствии катализатора:

$$CS_2 + 3Cl_2 = CCl_4 + S_2Cl_2$$

Из тетрагалидов наибольшее применение получил CCl_4 в качестве негорючего растворителя органических веществ, а также жидкости для огнетушителей. Смешанный фторид-хлорид углерода CCl_2F_2 — *фреон* (т. пл. —30°С) применяется в качестве хладоагента в холодильных машинах и установках.

Молекула диоксида углерода CO_2 имеет линейную форму ($d_{CO} = 0{,}1162$ нм, $\mu = 0$). Это отвечает электронной конфигурации (см. рис. 42):

$$(2s_a)^2 (2s_b)^2 \left(\sigma_s^{св}\right)^2 \left(\sigma_x^{св}\right)^2 \left(\pi_{y,\,z}^{св}\right)^4 \left(\pi_{y,\,z}\right)^4,$$

Иными словами, связи в молекуле CO_2 осуществляются на счет четырех электронных пар на четырех трехцентровых орбиталях. В представлениях теории локализованных связей это отвечает расположению четырех электронных пар на четырех двухцентровых орбиталях:

$$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$$

две из которых σ-типа и возникают за счет перекрывания двух *sp*-гибридных орбиталей С и двух $2p_x$-орбиталей О. Две другие локализованные орбитали π-типа возникают при перекрывании $2p_y$- и $2p_z$-орбиталей С с $2p_y$- и $2p_z$-орбиталями О. Роль неподеленных электронных пар атомов кислорода играют несвязывающие $2s_a$-, $2s_b$- и $\pi_{y,\,z}$-электроны.

Для реакции

$$C\ (графит) + O_2\ (г) = CO_2\ (г)$$

изменение энтропии незначительно ($\Delta S \simeq 0$), поэтому изменение энергии Гиббса по существу обусловлено изменением энтальпии, т. е. $\Delta H \cong \Delta G$. Следовательно, теплоту этой реакции почти полностью можно использовать для совершения работы (см. с. 222). Это можно достигнуть, если суметь осуществить реакцию в топливном элементе. При использовании же реакции горения угля в системе «топка — паровой котел — турбина — электрический генератор» коэффициент полезного действия составляет лишь 20—30%.

Диоксид углерода (т. субл. —78,5°С, т. пл. —56,5°С при $5 \cdot 10^5$Па) в технике обычно получают термическим разложением $CaCO_3$, а в лаборатории — действием на $CaCO_3$ соляной кислотой.

Растворимость CO_2 в воде невелика (при 0°С составляет 1,7 л CO_2, при 15°С — 1 л CO_2 в 1 л воды). Некоторая часть растворенного CO_2 взаимодействует с водой с образованием угольной кислоты H_2CO_3. Диоксид очень легко поглощается растворами щелочей; при этом образуется соответствующий карбонат, а при избытке CO_2 — гидрокарбонат:

$$2OH^- + CO_2 = CO_3^{2-} + H_2O; \qquad OH^- + CO_2 = HCO_3^-$$

Диоксид углерода используют в производстве соды, для тушения пожаров, приготовления минеральной воды, как инертную среду при проведении различных синтезов.

Дисульфид углерода CS_2 (сероуглерод) в обычных условиях — летучая бесцветная жидкость (т. пл. —111,6°С, т. кип. —46,3°С). Получают его взаимодействием паров серы с раскаленным углем. Сероуглерод — эндотермическое соединение ($\Delta H^0_f = +122$ кДж/моль), легко окисляется, при небольшом нагревании воспламеняется на воздухе:

$$CS_2 + 3O_2 = CO_2 + 2SO_2$$

В воде CS_2 не растворяется, при нагревании (150°С) гидролизуется на CO_2 и H_2S. Сероуглерод используется как хороший растворитель

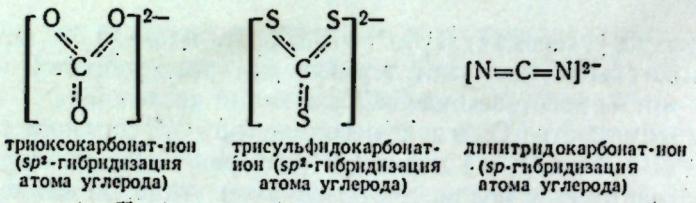
органических веществ, фосфора, серы, иода. Основная масса CS_2 применяется в производстве вискозного шелка, а также в качестве средства для борьбы с вредителями сельского хозяйства. Сероуглерод ядовит!

Из оксодигалидов углерода (IV) известны COF_2, $COCl_2$ и $COBr_2$. Их молекулы имеют форму плоского треугольника. Поскольку связи в них неравноценны, молекулы $COHal_2$ обладают полярностью.

	COF_2	$COCl_2$	$COBr_2$
Т. пл., °С	—114	—118	—
Т. кип., °С	—83	+8	+65
d_{CHal}, нм	0,131	0,175	—
d_{CO}, нм	0,117	0,117	—
$\mu_{COHal_2} \cdot 10^{29}$, Кл·м	32	39	—

Все оксодигалиды (карбонилгалиды) значительно более реакционноспособны, чем тетрагалиды; в частности, они легко гидролизуются. Наибольшее применение находит $COCl_2$ (*фосген, хлористый карбонил*). Его широко используют в органическом синтезе. Это чрезвычайно ядовитый газ.

Из анионных комплексов углерода (IV) — *карбонатов* — простейшими являются CO_3^{2-}, CS_3^{2-} и CN_2^{2-}:



триоксокарбонат-ион (sp^2-гибридизация атома углерода) | трисульфидокарбонат-ион (sp^2-гибридизация атома углерода) | динитридокарбонат-ион (sp-гибридизация атома углерода)

Оксокарбонаты получают взаимодействием CO_2 с растворами щелочей или по обменным реакциям. Растворимы в воде лишь карбонаты натрия и элементов подгруппы калия. При действии CO_2 на карбонаты в присутствии воды образуются гидрокарбонаты:

$$CaCO_3\ (т) + CO_2\ (г) + H_2O\ (ж) \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2\ (р)$$

Гидрокарбонаты в отличие от карбонатов в большинстве своем растворимы в воде.

Триоксокарбонат водорода H_2CO_3 известен только в разбавленном водном растворе (*угольная кислота*). Образуется при взаимодействии CO_2 с водой. В водном растворе большая часть растворенного CO_2 находится в гидратированном состоянии $CO_2 \cdot aq$ и только часть в виде H_2CO_3, HCO_3^- и CO_3^{2-}.

Угольная кислота — кислота средней силы ($K_1 = 1{,}31 \cdot 10^{-4}$, $K_2 = 4{,}84 \cdot 10^{-11}$).

Сульфидокарбонаты (IV) (тиокарбонаты) во многом напоминают триоксокарбонаты (IV). Их можно получить взаимодействием сероуглерода с основными сульфидами, например:

$$K_2S + CS_2 = K_2[CS_3]$$

Трисульфидокарбонат водорода H_2CS_3 — маслянистая жидкость (т. пл. —31°С). Образуется действием на соответствующие тиокарбонаты соляной или серной кислот:

$$K_2CS_3 + 2HCl = H_2CS_3 + 2KCl$$

Водный раствор H_2CS_3 — слабая тиоугольная кислота. Постепенно разлагается водой, образуя угольную кислоту и сероводород:

$$H_2CS_3 + 3H_2O = H_2CO_3 + 3H_2S$$

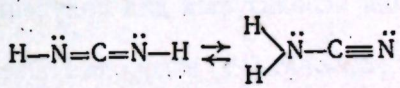
Известны также смешанные оксосульфидокарбонаты — производные комплексов $[COS_2]^{2-}$ и $[CO_2S]^{2-}$.

Из нитридокарбонатов важное значение имеет так называемый *цианамид кальция* $CaCN_2$. Его получают окислением карбида кальция CaC_2 азотом при нагревании:

$$CaC_2 + N_2 = CaCN_2 + C$$

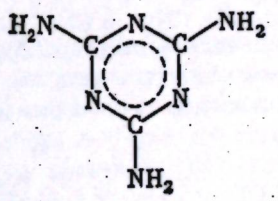
Цианамид кальция применяют в качестве удобрения, а также для получения аммиака и ряда азотистых производных углерода.

Динитридокарбонат водорода H_2CN_2 (*цианамид*) — бесцветные кристаллы (т. пл. +46°С), легко растворимые в воде, спирте и эфире. Цианамид проявляет слабовыраженные кислотные свойства. В органических растворителях вероятно равновесие таутомерных форм:

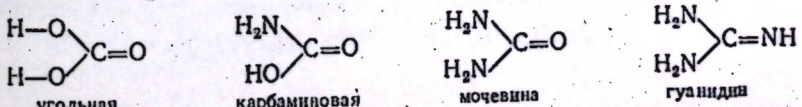


В воде H_2CN_2 постепенно разлагается на угольную кислоту и аммиак.

Жидкий цианамид полимеризуется, давая кольцеобразные тримерные молекулы меламина:



Ниже приведены структурные формулы нитридо- и оксонитридокарбонатов водорода, которые можно рассматривать как производные H_2CO_3, где OH^- и O^{-2} замещены на NH_2^- и NH^{-2}-радикалы:



Из указанных соединений наибольшее значение имеет *мочевина* $CO(NH_2)_2$ (*карбамид*) — белое кристаллическое вещество (т. пл. 132,7°C). Ее получают действием CO_2 на водный раствор H_3N при 130°C и $1 \cdot 10^7$ Па:

$$CO_2 + 2H_3N = CO(NH_2)_2 + H_2O$$

Мочевина применяется в качестве удобрения и для подкормки скота. Это исходный продукт для получения пластических масс, фармацевтических препаратов (веронала, люминала и др.) и пр.

sp-Гибридному состоянию углерода кроме CN_2^{2-} соответствуют также анионы CON^- и CSN^-:

$$[N{=}C{=}N]^{2-} \qquad [O{=}C{=}N]^- \qquad [S{=}C{=}N]^-$$

Производные CNO^- и CNS^- называют соответственно *цианатами* и *роданидами**. Оксонитридокарбонат (IV) водорода HCNO в водном растворе (*циановая* кислота, $K = 1{,}2 \cdot 10^{-4}$) существует в виде таутомерных форм:

$$H{-}O{-}C{\equiv}\ddot{N} \rightleftarrows O{=}C{=}\ddot{N}{-}H$$

Многие нитридо- и оксонитридокарбонаты водой постепенно разрушаются, выделяя аммиак:

$$KCNO + 2H_2O = KHCO_3 + H_3N$$

$$CaCN_2 + 3H_2O\ (\text{пар}) = CaCO_3 + 2H_3N$$

Последняя реакция используется для получения аммиака по цианамидному способу.

Сульфидонитридокарбонат (IV) водорода HCNS (*роданид водорода*) H — S — C ≡ N — бесцветная очень неустойчивая маслянистая жидкость (т. пл. 5°C). С водой смешивается в любых соотношениях, образуя сильную (типа HCl) роданистоводородную кислоту ($K = 0{,}14$). Роданиды в основном применяют при крашении тканей; NH_4CNS используют как реактив на ионы Fe^{3+}.

Карбонат (IV)-ионы, особенно CNO^- и CNS^-, могут играть роль лигандов в комплексных соединениях, например $K_3[Fe(NCS)_6]$, $Na_2[Ni(CNO)_4]$.

Ионы CNS^- и CNO^- — монодентатные лиганды, а ион CO_3^{2-} может выступать в качестве как монодентатного, так и дидентатного лиганда:



монодентатный

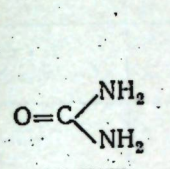
$[Co(NH_3)_5CO_3]Br$

дидентатный

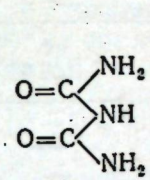
$[Co(NH_3)_4CO_3]Br$

* *Родан* по-гречески — розовый.

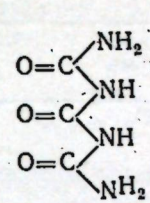
Для углерода (IV) известны многочисленные гетероцепные соединения, например, ряда:



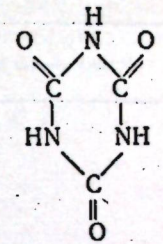
мочевина



биурет



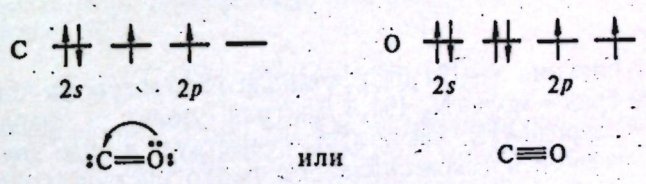
триурет



циануровая кислота

Это кристаллические вещества; в основном они используются в органическом синтезе.

Соединения углерода (II). Производные углерода (II) — это CO, CS, HCN. В молекуле оксида углерода (II) CO, как и в изоэлектронной ей молекуле N_2, имеется тройная связь. В интерпретации теории валентных связей две связи образованы за счет спаривания 2*p*-электронов атомов C и O, третья — по донорно-акцепторному механизму за счет свободной 2*p*-орбитали углерода и 2*p*-электронной пары кислорода:



Согласно теории молекулярных орбиталей это отвечает следующей электронной конфигурации невозбужденной молекулы CO (табл. 40):

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_s^{разр})^2 (\pi_{y,z}^{св})^4 (\sigma_x^{св})^2.$$

Эту электронную конфигурацию можно интерпретировать следующим образом. Три занятые σ-орбитали соответствуют двум парам электронов (одна из них преимущественно локализована у атома углерода, вторая — около атома азота) и одной σ-связи между атомами углерода и кислорода. Дважды вырожденный $\pi^{св}$-уровень соответствует образованию двух π-связей. Молекула CO характеризуется очень большой энергией диссоциации (1069 кДж/моль), высоким значением силовой постоянной связи ($k_{CO} = 1860$ Н/м) и малым межъядерным расстоянием (0,1128 нм). Электрический момент диполя молекулы CO незначителен ($\mu = 0{,}04 \cdot 10^{-29}$ Кл · м); при этом эффективный заряд на атоме углерода отрицательный, а на атоме кислорода — положительный.

Поскольку строение молекул CO и N_2 аналогично, сходны и их физические свойства: очень низкие температуры плавления (для CO

Таблица 40

Распределение электронов по орбиталям молекулы CO и иона CN^-

Молекулярные орбитали	CO $[C\equiv O]$	CN^- $[C\equiv N]^-$
$\sigma_x^{разр}$	—	—
$\pi_y^{разр}$ $\pi_z^{разр}$	— —	— —
$\sigma_x^{св}$	↿⇂	↿⇂
$\pi_y^{св}$ $\pi_z^{св}$	↿⇂ ↿⇂	↿⇂ ↿⇂
$\sigma_s^{разр}$	↿⇂	↿⇂
$\sigma_s^{св}$	↿⇂	↿⇂
Межъядерное расстояние, нм	0,1128	0,114
Энергия диссоциации, кДж/моль	1069	945

—204°C) и кипения (—191,5°C); стандартные энтропии близки (для CO 97,3 Дж/град · моль, N_2 191,3 Дж/град · моль); в твердом состоянии оксид углерода (II), как и азот, существует в виде двух модификаций (кубической и гексагональной); плохо растворяются в воде и т. д. Сходство проявляется также в структуре спектров CO и N_2.

Оксид углерода (II) образуется при сгорании углерода или его соединений в недостатке кислорода, а также в результате взаимодействия оксида углерода (IV) с раскаленным углем:

$$CO_2\ (г) + C\ (к) \rightleftarrows 2CO\ (г), \qquad \Delta H = 120\ кДж, \qquad \Delta S = 176\ Дж/(град \cdot моль).$$

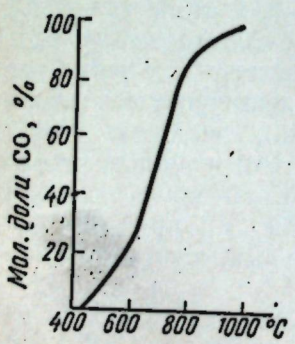


Рис. 171. Влияние температуры на состояние равновесия: $CO_2(г) + C(к) = 2CO(г)$

Эта реакция обратима, ее протекание вправо определяет энтропийный фактор, протекание влево — энтальпийный фактор. Равновесие этой реакции ниже 400°C практически смещено в сторону образования CO_2, выше 1000°C — в сторону образования CO (рис. 171). Скорость реакции при низкой температуре незначительна, поэтому в обычных условиях оксид углерода (II) не диспропорционирует, т. е. вполне устойчив.

В обычных условиях оксид углерода (II) химически весьма инертен. При нагревании проявляет восстановительные свойства, что широко используется в пирометаллургии (см. с. 242). При 700°C оксид углерода сгорает синим пламенем, выделяя большое количество тепла (282 кДж/моль):

$$CO\ (г) + {}^1/_2\ O_2\ (г) = CO_2\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = -256{,}97\ кДж/моль,$$

$$\Delta S^0_{298} = -82{,}19\ Дж/(град \cdot моль).$$

При нагревании CO окисляется серой:

$$CO\ (г) + S\ (г) = COS\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = -229{,}43\ кДж/моль,$$

$$\Delta S^0_{298} = -133{,}65\ Дж/(град \cdot моль).$$

При облучении или в присутствии катализатора CO взаимодействует с хлором, образуя оксохлорид $COCl_2$ и т. д.

Молекула CO может выступать в качестве лиганда в различных комплексах. При этом за счет несвязывающей электронной пары углерода она проявляет σ-донорные, а за счет свободных $\pi^{разр}$-орбиталей — π-акцепторные свойства (см. рис. 227).

Аналогично молекуле CO построен изоэлектронный ей цианид-ион CN^- (см. табл. 40). Электронную конфигурацию невозбужденного состояния иона CN^-

$$(\sigma_s^{св})^2 (\sigma_s^{разр})^2 (\pi_{y,z}^{св})^4 (\sigma_x^{св})^2$$

можно интерпретировать так же, как и электронную конфигурацию молекулы CO. Две занятые σ_s-орбитали соответствуют двум парам электронов, одна из которых преимущественно локализована у атома азота, другая — около атома углерода. Занятая $\sigma_x^{св}$-орбиталь соответствует σ-связи, а четыре электрона на дважды вырожденном $\pi^{св}$-уровне двум π-связям между атомами C и N:

$$[:C\equiv N:]^-$$

По химической природе цианиды могут быть основными и кислотными. Так, при гидролизе ионный цианид NaCN образует щелочную среду, а ковалентный ICN — две кислоты:

$$\underset{\text{основный}}{NaCN} + HOH \rightleftarrows NaOH + HCN; \qquad \underset{\text{кислотный}}{ICN} + HOH = HIO + HCN$$

Цианиды *d*-элементов в воде не растворяются, но за счет комплексообразования легко растворяются в присутствии основных цианидов:

$$4KCN + Mn(CN)_2 = K_4[Mn(CN)_6]$$

Образование цианидных комплексов объясняется так же, как и карбонильных (см. с. 584—585). В образовании связей принимают участие все валентные электроны и орбитали *d*-элемента (за счет донорно-акцепторного и дативного механизмов). Например, распределение валентных электронов в ионах $[Fe(CN)_6]^{4-}$

и $[Co(CN)_6]^{3-}$ аналогично распределению в изоэлектронной им молекуле $Cr(CO)_6$ (см. с. 551—552).

Вследствие наложения σ- и π-составляющих связь M⟵C≡N обладает высокой прочностью, а цианидные комплексы отличаются очень малой величиной константы нестойкости:

	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Ag(CN)_2]^-$	$[Cu[CN)_4]^{2-}$	$[Hg(CN)_4]^{2-}$
$K_{нест}$	10^{-35}	$1\cdot10^{-21}$	$5\cdot10^{-28}$	$4\cdot10^{-41}$

Эти величины намного (на несколько порядков) ниже, чем для соответствующих аммиакатов, фторидных и других комплексов.

Цианид-ион, будучи отрицательно заряженным, — относительно плохой π-акцептор. Поэтому цианидные комплексы металлов в низких степенях окисления не так устойчивы, как соответствующие карбонильные производные. С другой стороны, благодаря наличию заряда CN^--ион как σ-донор сильнее, чем CO, и поэтому образует относительно устойчивые производные с металлами в высокой степени окисления, например $[\overset{+4}{Mo}(CN)_8]^{4-}$.

Молекула цианида водорода HCN имеет линейную структуру ($d_{CH} = 0{,}106$ нм, $d_{CN} = 0{,}116$ нм):

$$\overset{0{,}04+}{H}—\overset{0{,}17+}{C}\equiv\overset{0{,}21-}{N}$$

Существует также ее таутомерная форма (*изоцианид водорода*)

$$\overset{0{,}04+}{H}—\overset{0{,}75+}{N}\rightleftarrows\overset{0{,}71-}{C}$$

Первый изомер устойчивее, так как эффективные заряды на атомах имеют меньшее значение, чем во втором.

Молекулы HCN обладают высокой полярностью ($\mu = 0{,}9\cdot10^{-29}$ Кл·м), за счет водородной связи они ассоциируются в бесцветную жидкость (т. пл. —13,3°C, т. кип. 25,7°C). Цианид водорода смешивается с водой в любых отношениях. Его водный раствор — очень слабая кислота ($K = 7{,}9\cdot10^{-10}$), называемая *синильной* или *цианистоводородной*.

Цианид водорода — соединение эндотермическое ($\Delta H_f^0 = 135$ кДж/моль, $\Delta G_f^0 = 125{,}5$ кДж/моль). Жидкий HCN постепенно полимеризуется.

Будучи производными углерода (II), цианиды проявляют восстановительные свойства. Так, при нагревании их растворов они постепенно окисляются кислородом воздуха, образуя цианаты:

$$\overset{+2}{2CN^-} + O_2 = \overset{+4}{2CNO^-}$$

а при кипячении растворов цианидов с серой образуются роданиды.

$$\overset{+2}{CN^-} + S = \overset{+4}{CNS^-}$$

На последней реакции основано получение роданидов. Цианиды получают восстановлением углеродом карбонатов (IV) при нагревании:

$$\overset{+4}{Na_2CO_3} + \overset{0}{C} + 2H_3N = 2\overset{+2}{NaCN} + 3H_2O$$

$$\overset{+4}{CaCN_2} + \overset{0}{C} + Na_2CO_3 = CaCO_3 + 2\overset{+2}{NaCN}$$

а также по реакциям, не сопровождающимся окислением — восстановлением элементов. Так, в частности, получают в технике HCN при нагревании смеси CO и H_3N под давлением в присутствии катализатора (ThO_2):

$$CO + H_2NH = HCN + H_2O$$

Цианид водорода применяют в органическом синтезе, NaCN и KCN — при добыче золота, для получения комплексных цианидов и т. д. Цианиды чрезвычайно ядовиты!

При нагревании цианидов малоактивных металлов (AgCN, $Hg(CN)_2$) до 350—450°C образуется *дициан* $(CN)_2$:

$$Hg(CN)_2 = Hg + (CN)_2$$

Это очень реакционноспособный ядовитый газ (т. пл. —34,4°C, т. кип. —21,2°C). Свойства дициана ($d_{CC} = 0{,}137$ нм, $d_{CN} = 0{,}113$ нм) отвечают структуре

$$:N\equiv C—C\equiv N:$$

Энергия Гиббса образования дициана имеет большое положительное значение ($\Delta G_f^0 = +309{,}2$ кДж/моль), поэтому непосредственным взаимодействием простых веществ он не получается. По этой же причине дициан легко окисляется кислородом, давая очень горячее пламя (~ 4780°C). Дициан можно назвать псевдогалогеном, так как в некоторых реакциях он ведет себя подобно галогену. Так, при взаимодействии дициана с водородом образуется газ HCN

$$(CN)_2 + H_2 = 2HCN$$

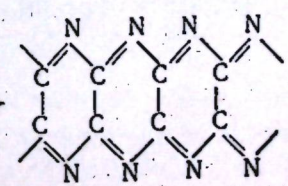
который, как и HHal, в растворе ведет себя как кислота. Подобно галогенам, дициан при действии щелочей диспропорционирует:

$$(CN)_2 + 2OH^- = CN^- + CNO^- + H_2O$$

Дициан может выступать и в качестве восстановителя:

$$(CN)_2 + Cl_2 = 2CNCl$$

В чистом виде дициан устойчив, но при нагревании полимеризуется:



Хлорид цианa CNCl в обычных условиях — газ (т. пл. —6°С, т. кип. 13,8°С). Это соединение ковалентное, по химической природе — кислотное. При взаимодействии со щелочами дает цианат- и хлорид-ионы:

$$CNCl + 2OH^- = CNO^- + Cl^- + H_2O$$

§ 2. Кремний

Кремний Si($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$) по числу валентных электронов является аналогом углерода. Однако у кремния бóльший размер атома, меньшая энергия ионизации, бóльшее сродство к электрону и бóльшая поляризуемость атома. Поэтому кремний — элемент 3-го периода — по структуре и свойствам однотипных соединений существенно отличается от углерода — элемента 2-го периода. Максимальное координационное число кремния равно шести, а наиболее характерное — четырем. Как и для других элементов 3-го периода, $p\pi$ — $p\pi$-связывание для кремния не характерно и потому в отличие от углерода sp- и sp^2-гибридные состояния для него неустойчивы. Кремний в соединениях имеет степени окисления +4 и —4.

Согласно другой точке зрения различие свойств кремния и углерода объясняется наличием в атоме кремния вакантных 3d-орбиталей.

В табл. 41 приведены энергии связей кремния и углерода с некоторыми элементами. Для кремния наиболее характерны связи Si —F и Si — O. Поэтому, в частности, кремний на Земле находится в виде кислородных соединений.

Природный кремний состоит из трех стабильных изотопов: ^{28}Si (92,27%), ^{29}Si (4,68%) и ^{30}Si (3,05%).

По распространенности на Земле (20 мол. доли, %) кремний уступает только кислороду. Земная кора более чем наполовину состоит из кремнезема SiO_2, силикатных и алюмосиликатных пород.

Таблица 41

Энергия связей

Связь SiX	E_{SiX}	Связь CX	E_{CX}
SiO	445	CO	359
SiF	567	CF	487
SiCl	382	CCl	340
SiBr	310	CBr	285
SiI	235	CI	214
SiN	330—350	CN	206
SiH	319	CH	414
SiSi	222	CC	348
SiC	328		

Простое вещество. В соответствии с характерным типом гибридизации валентных орбиталей (sp^3) у кремния наиболее устойчива

алмазоподобная (кубическая) модификация. Как и алмаз, она тугоплавка (т. пл. 1412°С) и отличается высокой твердостью. Вследствие частичной делокализации связи эта модификация имеет темно-серый цвет и металлический вид. При комнатной температуре кремний является полупроводником ($\Delta E = 1{,}12$ эВ). Гексагональная (графитоподобная) модификация кремния неустойчива.

В обычных условиях кремний довольно инертен. С простыми веществами (кроме фтора) взаимодействует лишь при нагревании, проявляя чаще всего восстановительные свойства. Так, он окисляется хлором при 400°С, кислородом при 600°С; с азотом взаимодействует лишь при 1000°С, а с углеродом — при 2000°С, образуя соответственно Si_3N_4 и SiC.

В кислородсодержащих кислотах — окислителях кремний пассивируется и растворяется лишь в смеси кислот плавиковой и азотной:

$$\overset{0}{3Si} + 4\overset{+5}{H}\overset{+5}{N}O_3 + 18HF = 3\overset{+4}{H_2}\overset{+4}{Si}F_6 + 4\overset{+2}{N}O + 8H_2O$$

В этой реакции HNO_3 играет роль окислителя, а HF — комплексообразующей среды. В результате реакции кремний переходит в устойчивую степень окисления +4; входит в состав устойчивого фторокомплекса SiF_6^{2-} (ΔG_f^0 для растворенного —2133 кДж/моль).

Кремний энергично растворяется в щелочах с выделением водорода:

$$\overset{0}{Si} + \overset{+1}{H_2}O + 2KOH = K_2\overset{+4}{Si}O_3 + 2\overset{0}{H_2}$$

При этом роль окислителя выполняет вода, а комплексообразующей среды — OH^--ионы.

С водой в обычных условиях кремний не реагирует, но при высоких температурах происходит процесс

$$Si + 3H_2O\ (г) = H_2SiO_3 + 2H_2\ (г)$$

Окислительная активность кремния проявляется лишь по отношению к некоторым металлам, например:

$$2Mg + \overset{0}{Si} = \overset{-}{Mg_2Si}$$

Кремний технической чистоты (95—98%) получают в электропечах восстановлением SiO_2 с помощью кокса. В лаборатории в качестве восстановителя применяют магний. При этом образуется сильно загрязненный примесями коричневый порошок кремния. Последний перекристаллизацией из металлических расплавов (Zn, Al и др.) можно перевести в кристаллическое состояние. Необходимый для полупроводниковой техники кремний особой чистоты получают восстановлением $SiCl_4$ цинком при высокой температуре:

$$SiCl_4 + 2Zn = Si + 2ZnCl_2$$

а также термическим разложением его водородных соединений или SiI_4:

$$SiH_4 = Si + 2H_2; \qquad SiI_4 = Si + 2I_2$$

Дополнительно очищают кремний зонной плавкой. Монокристаллы кремния с соответствующими добавками служат для изготовления различных полупроводниковых устройств (выпрямителей переменного тока, фотоэлементов и пр.). Из кремниевых фотоэлементов (преобразователи световой энергии в электрическую), в частности, построены солнечные батареи, обеспечивающие питание радиоаппаратуры на космических аппаратах.

Кроме полупроводниковой техники кремний широко применяется в металлургии для раскисления сталей и придания им повышенной коррозионной стойкости. Для этих целей используется сплав кремния с железом (*ферросилиций*), получаемый при совместном восстановлении коксом железной руды и кремнезема. Ферросилиций очень устойчив к действию кислот и потому используется для изготовления кислотоупорных изделий.

Соединения с отрицательной степенью окисления кремния. При окислении металлов кремнием (700—1200°С) или при нагревании смеси соответствующих оксидов и кремния в инертной атмосфере образуются *силициды*:

$$2Mn + Si = Mg_2Si$$

$$6MnO + 5Si = 2Mn_3Si + 3SiO_2$$

По структуре и свойствам силициды отличаются от карбидов.

В зависимости от типа менее электроотрицательного, чем кремний, элемента тип связи в силицидах изменяется от ионно-ковалентного до металлического. Силициды *s*- и *d*-элементов I и II групп, например Ca_2Si, CaSi и $CaSi_2$,— полупроводники. В химическом отношении силициды этого типа неустойчивы. Они более или менее легко разлагаются водой и особенно кислотами.

Силициды *d*- и *f*-элементов обычно имеют сложный состав (например, Mo_3Si, Mo_5Si_3, MoSi, $MoSi_2$), часто не отвечающий целочисленным степеням окисления элементов. В зависимости от преимущественного проявления того или иного типа связи среди силицидов этого типа встречаются как металлические соединения, так и полупроводники. Силициды с высоким содержанием кремния весьма кислотоупорны и стойки против окисления при нагревании. Например, $MoSi_2$ не растворяется во всех кислотах, включая HF и царскую водку, разлагается в растворах щелочей и в смеси кислот $HF + HNO_3$. Большинство силицидов *d*(*f*)-элементов отличается высокой твердостью. Некоторые из них достаточно тугоплавки, например:

	Ti_5Si_3	V_5Si_3	$MoSi_2$	WSi_2
Т. пл., °С	2120	2150	2050	2165

Силициды применяют для получения жаростойких и кислотоупорных сплавов и в качестве высокотемпературных полупроводниковых материалов. Из дисилицида молибдена $MoSi_2$, выдерживающего нагрев до 1600—1700°С в агрессивной атмосфере, изготовляют нагреватели электропечей. Ряд силицидов *f*-элементов применяется в атомной энергетике в качестве поглотителя нейтронов и т. д.

Соединения кремния (IV). Кремний находится в степени окисления +4 в соединениях с галогенами, кислородом и серой, азотом, углеродом, водородом. Рассмотрим некоторые его бинарные соединения: $SiHal_4$, SiO_2, SiS_2, Si_3N_4, SiC, SiH_4. Поскольку устойчивое координационное число кремния 4, мономерными являются лишь $SiHal_4$ и SiH_4, остальные соединения полимерны. Структурной единицей подавляющего большинства соединений Si (IV) являются тетраэдры из более электроотрицательных атомов (SiO_4, SiS_4, SiN_4, SiC_4) с атомом Si в центре (см., например, рис. 70, *в*). Ниже схематически (в плоскостном изображении) показаны структуры $SiHal_4$ и SiS_2:



$SiHal_4$ SiS_2

Полимерные соединения с координационной решеткой (SiO_2, SiC) характеризуются высокой температурой плавления и химической устойчивостью. Мономерные соединения, наоборот, легкоплавки, химически активны. Промежуточное положение занимают соединения с цепной структурой (SiS_2).

Отвечающие бинарным соединениям анионные комплексы кремния (IV) SiO_3^{2-}, SiS_3^{2-}, SiN_2^{2-} в отличие от таковых углерода (IV) в подавляющем большинстве также полимерны.

Таким образом, имея одинаковое число валентных электронов, углерод и кремний образуют соединения одинакового состава. Однако по строению, а следовательно, и по химической активности однотипные соединения углерода и кремния существенно отличаются.

По химической природе бинарные соединения Si (IV) являются кислотными. Так, большинство из них взаимодействует со щелочами (в растворах и особенно при сплавлении):

$$SiO_2 + Ca(OH)_2 \xrightarrow[\text{сплавление}]{} CaSiO_3 + H_2O$$

$$SiH_4 + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + H_2$$

и с другими основными соединениями:

$$CaS + SiS_2 = CaSiS_3$$

При гидролизе они образуют кислоты:

$$SiCl_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HCl$$

$$SiS_2 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 2H_2S$$

Галиды $SiHal_4$ можно получить непосредственным взаимодействием простых веществ. Тетрафторид обычно получают действием концентрированной серной кислоты на смесь $SiO_2 + CaF_2$:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$$

$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

а тетрахлорид — при нагревании смеси SiO_2 и углерода в атмосфере хлора:

$$SiO_2\ (т) + 2C\ (т) + 2Cl_2\ (г) = SiCl_4\ (г) + 2CO\ (г)$$

$$\Delta H^0_{298} = -46{,}4\ кДж/моль, \quad \Delta S^0_{298} = 226\ Дж/(град \cdot моль).$$

Значительные количества SiF_4 получаются как побочный продукт суперфосфатного производства.

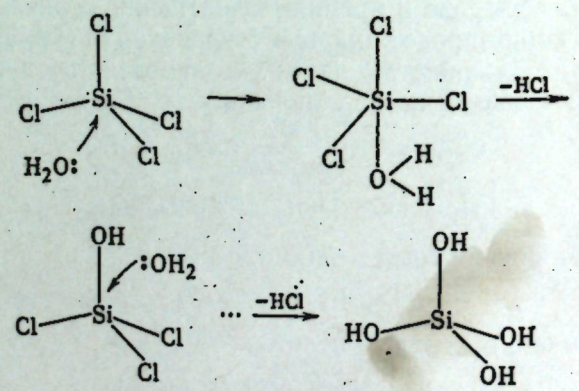
В обычных условиях SiF_4 — газ, $SiCl_4$ и $SiBr_4$ — жидкости, SiI_4 — твердое вещество. Все они бесцветны.

	SiF_4	$SiCl_4$	$SiBr_4$	SiI_4
Т. пл., °С	−95 (возг.)	−70	5,2	120,5
Т. кип., °С	—	57,5	152,8	287,5
ΔH^0_f, кДж/моль	−1547	−663	−430	−161
ΔG^0_f, кДж/моль	−1505	−598	−214	−138
d_{SiHal}, нм	0,155	0,201	0,215	0,243

В противоположность тетрагалидам углерода тетрагалиды кремния гидролизуются очень легко. Гидролиз протекает по ассоциативному механизму — за счет последовательного присоединения молекул воды и отщепления молекул HHal, вплоть до образования $Si(OH)_4$. Так, гидролиз $SiCl_4$

$$SiCl_4\ (ж) + 3H_2O\ (ж) = H_2SiO_3\ (т) + 4HCl\ (р), \quad \Delta G^0_{298} = -238{,}3\ кДж/моль$$

можно представить следующей схемой:



Молекулы H_4SiO_4 далее полимеризуются с образованием продукта условного состава H_2SiO_3. Вследствие гидролиза тетрагалиды кремния во влажном воздухе дымят.

Повышение координационного числа кремния (IV) с 4 до 5 в промежуточном соединении можно объяснить возникновением трехцентровой связи. Так, в $SiCl_4 \cdot H_2O$ три атома хлора связаны с атомом кремния посредством двухцентровых связей, а один атом хлора и молекула воды — посредством трехцентровой связи.

В отличие от других галидов Si (IV) кислотная природа SiF_4 проявляется не только при гидролизе, но и при взаимодействии с основными фторидами, например:

$$2KF + SiF_4 = K_2SiF_6$$

Вследствие устойчивости гексафторосиликат-иона SiF_6^{2-} гидролиз SiF_4 выражается уравнениями:

$$SiF_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HF$$
$$4HF + 3SiF_4 = 2H_2SiF_6$$
$$3SiF_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 2H_2SiF_6$$

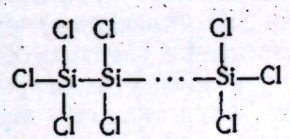
Гексафторосиликат водорода H_2SiF_6 в свободном состоянии не выделен. В водном растворе H_2SiF_6 — сильная (типа H_2SO_4) *гексафторокремневая* кислота.

Фторосиликаты металлов получают действием плавиковой кислоты на смесь кремнезема и соответствующего фторида:

$$\overset{+2}{M}F_2 + SiO_2 + 4HF = \overset{+2}{M}SiF_6 + 2H_2O$$

Большинство фторосиликатов растворимо в воде. Малорастворимы производные щелочных металлов (кроме лития) и бария. Наибольшее значение имеет Na_2SiF_6. Применяют его для фторирования воды, как инсектицид, в производстве кислотоупорных цементов, эмалей и пр. Тетрафторид кремния и все фторосиликаты ядовиты!

Кроме мономолекулярных выделены гомоцепные фториды и хлориды гомологического ряда Si_nHal_{2n+1}



а также некоторые циклические производные. Длина гомоцепи —Si—Si— не превышает 10 атомов ($Si_{10}H_{22}$). Гомоцепные олигомеры кремния в противоположность аналогичным соединениям углерода легко разлагаются и химически активны.

Гомоцепи — Si — Si —обнаруживаются в гидридах кремния (*силанах*) гомологического ряда Si_nH_{2n+2}. По составу (SiH_4, Si_2H_6, Si_3H_8, Si_4H_{10} до Si_6H_{14}) и физическим свойствам силаны сходны с соответствующими углеводородами. В обычных условиях моносилан SiH_4 и дисилан Si_2H_6 газообразны, трисилан Si_3H_8 — жидкость, высшие представители гомологического ряда — твердые вещества.

	SiH_4	Si_2H_6	Si_3H_8	Si_4H_{10}
Т. пл., °С	−184,7	−132,5	−117	−93,5
Т. кип., °С	−112	−15	+53	+86
ΔG^0_f, кДж/моль	57,2	126,0	—	—

Поскольку связи Si — H и Si — Si слабее связей C — H и C — C, кремневодороды несравненно менее устойчивы и более реакционноспособны, чем соответствующие углеводороды. Большинство из них на воздухе самовоспламеняется. Сгорают силаны с большим выделением тепла, например:

$$SiH_4\ (г) + 2O_2\ (г) = SiO_2\ (г) + 2H_2O\ (г), \qquad \Delta H^0_{298} = -1288\ кДж/моль.$$

С галогенами силаны взаимодействуют со взрывом. Силаны — кислотные гидриды, о чем свидетельствует характер их взаимодействия со щелочами (см. выше). При этом разложение силанов происходит активно даже в присутствии следов щелочи. В нейтральной и кислой среде кремневодороды довольно устойчивы.

С водородом кремний непосредственно не взаимодействует. Силаны получают косвенным путем, например действием кислот на некоторые силициды:

$$Mg_2Si + 2H_2SO_4 \xrightarrow[\text{в воде}]{} SiH_4 + 2MgSO_4$$

$$Mg_2Si + 4NH_4Br \xrightarrow[\text{в жидком } H_3N]{} SiH_4 + 2MgBr_2 + 4H_3N$$

В последнем случае роль кислоты играет NH_4Br. Разложение силицидов кислотами в жидком аммиаке приводит к большему выходу продуктов, чем при разложении в водной среде.

Поскольку связи типа $p\pi - p\pi$ для кремния не характерны, гидриды с двойными и тройными связями между атомами кремния — аналоги этилена, ацетилена и бензола — неизвестны.

Диоксид кремния SiO_2 (*кремнезем*) имеет несколько модификаций. В природе он встречается главным образом в виде минерала *кварца* (гексагональная структура), а также *кристобалита* (кубическая структура) и *тридимита* (гексагональная структура). Модификации SiO_2 отличаются характером расположения кремнекислородных тетраэдров SiO_4 в пространстве.

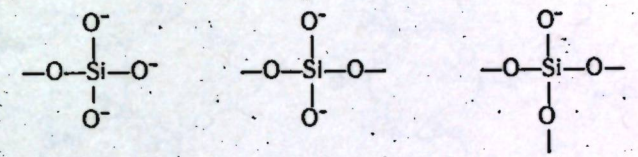
Кремнезем тугоплавок (1713°C), очень тверд и химически стоек. На него действует лишь фтор, плавиковая кислота и газообразный HF, а также растворы щелочей и фосфорная кислота. В воде в обычных условиях SiO_2 не растворяется, но начиная со 150°C его растворимость возрастает, достигая 0,25% при 500°C.

Кремнезем легко переходит в стеклообразное состояние. В отличие от кристаллических модификаций SiO_2 в кварцевом стекле тетраэдрические структурные единицы SiO_4 расположены неупорядоченно (см. рис. 77). Кварцевое стекло химически и термически весьма стойко. Его применяют для изготовления химической аппаратуры и в оптических приборах.

Аморфный кремнезем является также основой ряда минералов: халцедона, опала, агата и др. Кварцевый песок в огромных количествах используется в производстве стекла, цемента, фарфора и пр.

При сверхвысоком давлении и нагревании (~$1{,}2 \cdot 10^{10}$ Па; ~1300°C) была получена особая модификация SiO_2, названная *стишовитом*. Его плотность на 60% выше плотности кварца. Это объясняется тем, что стишовит имеет структуру типа рутила (см. рис. 70, *б*), т. е. кремний в нем имеет координационное число 6. Благодаря плотной структуре стишовит еще менее активен, чем кварц. Он устойчив даже к концентрированному раствору плавиковой кислоты.

Структурной единицей оксосиликатов, как и SiO_2, является тетраэдрическая группировка атомов SiO_4. Два соседних кремнекислородных тетраэдра SiO_4 соединены друг с другом только через один атом кислорода. Если в кристаллах SiO_2 (координационная решетка) каждый SiO_4-тетраэдр дает на образование связей Si — O — Si четыре вершины (см. табл. 10), то в оксосиликатах могут давать три, две или одну вершину:



Этим объясняется большое разнообразие возможных способов сочетаний друг с другом SiO_4-тетраэдров, структур и типов оксосиликатов. Так, в системе CaO — SiO_2 возможны следующие соединения:

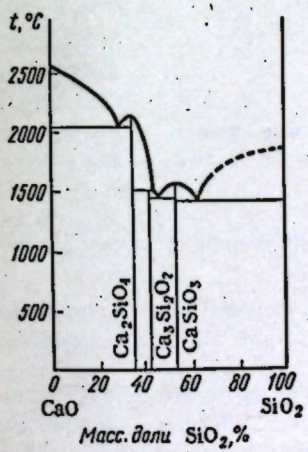


Рис. 172. Диаграмма плавкости системы CaO—SiO_2

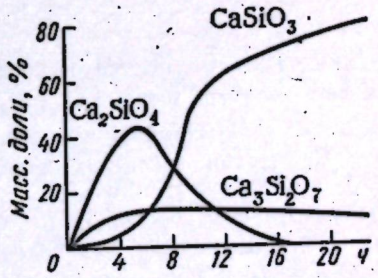


Рис. 173. Образование промежуточных соединений в эквимолярной смеси CaO + SiO_2 при 1000—1200° C

Ca_2SiO_4, $Ca_3Si_2O_7$, $CaSiO_3$ (рис. 172). При нагревании эквимолярной смеси CaO + SiO_2 при 1000—1200°C вначале образуется Ca_2SiO_4, затем $Ca_3Si_2O_7$ и, наконец, $CaSiO_3$ (рис. 173).

Тетраэдры SiO_4, как и PO_4 (см. рис. 160), могут объединяться попарно ($Si_2O_7^{6-}$), в замкнутые кольца из трех ($Si_3O_9^{6-}$), четырех ($Si_4O_{12}^{8-}$), шести ($Si_6O_{18}^{12-}$) тетраэдров.

В качестве примеров оксосиликатов — производных указанных структурных единиц — можно привести следующие минералы. Производные аниона SiO_4^{4-} — *циркон* $Zr[SiO_4]$ и *оливин* $(Mg,Fe)_2[SiO_4]$; аниона $Si_2O_7^{6-}$ — *тортвейтит* $Sc_2[Si_2O_7]$; аниона $Si_3O_9^{6-}$ — *бенитоит* $BaTi[Si_3O_9]$ и *вадеит* $K_2Zr[Si_3O_9]$; аниона $Si_6O_{18}^{12-}$ — *берилл* $Be_2Al_2[Si_6O_{18}]$.

Эти относительно простые структурные единицы в свою очередь могут объединяться в полимерные цепочки, ленты, сетки (рис. 174). Простейшая форму-

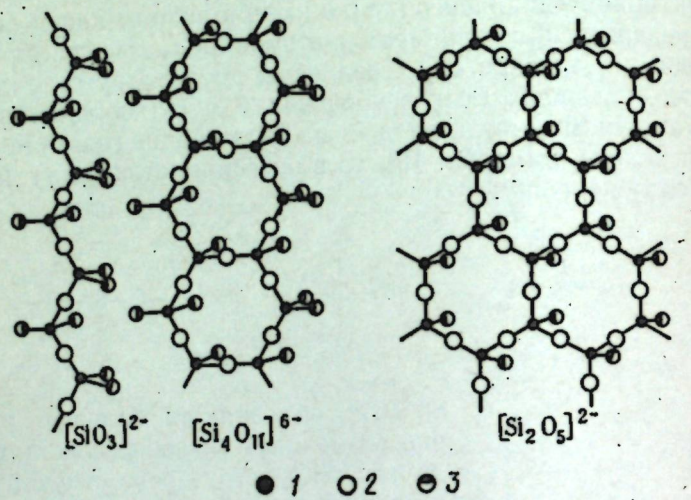


Рис. 174. Полимерные оксосиликатные ионы:
1 — атом кремния; *2* — мостиковый атом кислорода; *3* — концевой атом кислорода

ла такого аниона рассчитывается по числу атомов, приходящихся на одно повторяющееся в полимере звено: SiO_3^{2-}, $Si_4O_{11}^{6-}$, $Si_2O_5^{2-}$.

Цепной оксосиликатный анион состава SiO_3^{2-} содержат так называемые *пироксены*. Примерами последних являются *энстатит* $Mg[SiO_3]$, *диопсид* $CaMg[SiO_3]_2$ и *сподумен* $LiAl[SiO_3]_2$.

Ленточные анионы состава $Si_4O_{11}^{6-}$ содержат так называемые *амфиболы*. Типичным представителем амфиболов является минерал *тремолит* $Ca_2Mg_5[Si_4O_{11}]_2(OH_2)$. Слоистые оксосиликатные анионы имеют состав $Si_2O_5^{2-}$.

Цепи, ленты и слои связаны между собой расположенными между ними катионами. В зависимости от типа оксосиликатных анионов силикаты имеют волокнистую (*асбест*), слоистую (*слюда*) структуру.

Кроме силикатов в природе широко распространены а л ю м о с и л и к а т ы, в образовании которых наряду с тетраэдрами SiO_4 принимают участие тетраэдры AlO_4 (см. с. 456).

Большинство оксосиликатов нерастворимо в воде. Исключение составляют силикаты *s*-элементов I группы. Силикаты натрия и калия получают кипячением SiO_2 в растворе щелочи. При этом образуется смесь оксосиликатов, которой приписывается общая формула Na_2SiO_3 или K_2SiO_3. Концентрированный раствор силиката натрия, называемый *жидким* (или *растворимым*) *стеклом*, применяется в производстве негорючих тканей, для пропитки древесины, в качестве клея и т. д.

Для оксосиликатов, как и для SiO_2, очень характерно стеклообразное состояние. Обычное стекло получают сплавлением смеси соды (или Na_2SO_4), известняка и кварцевого песка. При этом образуется стекло приблизительного состава $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$, состоящее из больших полимерных анионов; оно нерастворимо, химически неактивно. Обыкновенное стекло в той или иной степени окрашено в зеленый цвет содержащимися в нем силикатами железа.

Для придания стеклу тех или иных физико-химических свойств (прозрачности, химической, термической и механической прочности и пр.) вводятся соответствующие добавки, изменяющие состав и структуру стекол. Так, у стекла, содержащего вместо натрия калий (*калиевое стекло*), температура размягчения выше, чем у обычного *натриевого стекла*, поэтому оно используется для изготовления специальных лабораторных приборов. Замена кальция на свинец, а натрия на калий придает стеклу повышенный показатель преломления, бо́льшую плотность. Из *свинцового стекла* (*хрусталя*) изготовляют вазы, фужеры и пр. Добавление к стеклу соединений кобальта придает им синюю окраску, Cr_2O_3 — изумрудно-зеленую, соединений марганца — фиолетовую окраску и т. д. Существенно изменяются свойства стекол, содержащих B_2O_3 (см. с. 448).

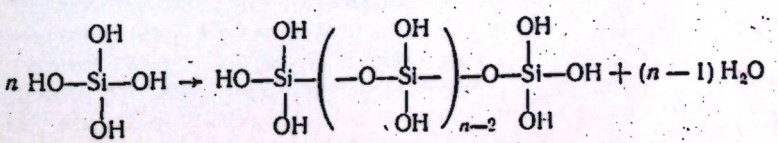
Стекло химически очень стойко, но хрупко, что препятствует широкому применению его для изготовления труб и аппаратуры химических производств. В последнее время прочность стекол повышают, придавая им мелкокристаллическую структуру. В результате управляемой кристаллизации расплавленных стекол удается получить очень мелкокристаллические однородные материалы — *ситаллы* (*стеклокристаллы*), прочность которых иногда более чем в 5 раз превышает прочность исходных стекол и приближается к прочности чугуна.

Поскольку SiO_2 с водой практически не взаимодействует, кремневые кислоты могут быть получены только косвенным путем: действием кислот на растворы оксосиликатов или гидролизом некоторых соединений Si^{+4} (галидов, сульфида, эфиров ортокремневой кислоты и др.).

При гидролизе, например, SiS_2 вначале получается ортокремневая кислота H_2SiO_4 ($K_1 = 2 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$):

$$SiS_2 + 4H_2O = H_4SiO_4 + 2H_2S$$

Она растворима в воде, но при стоянии более или менее быстро полимеризуется:



Подобным же образом могут взаимодействовать срединные группы OH, образуя разветвленные и трехмерные макромолекулы.

Переход ортокремневой кислоты в поликислоты сопровождается превращением молекулярного раствора H_4SiO_4 в коллоидные растворы — *золи*. Золи в свою очередь либо застудневают целиком, т. е. превращаются в *гель*, либо выпадают в виде объемистых осадков, включающих большое количество воды. Состав получаемых кремневых кислот сильно зависит от исходных веществ и условий проведения реакций.

Нагревая осадки поликремневых кислот, постепенно их обезвоживая, можно получить тонкодисперсный SiO_2 — *силикагель*, который применяется в качестве адсорбента.

Дисульфид кремния SiS_2 получают сплавлением аморфного кремния с серой в отсутствие воздуха или по реакции (при 1300°C)

$$2H_2S + Si = SiS_2 + 2H_2$$

Возогнанный в вакууме дисульфид выделяется в виде белых шелковистых игл (т. пл. 1090°C, т. кип. 1130°C). Как показывает рентгеноструктурный анализ, иглы эти слагаются из полимерных цепей, в которых SiS_4-тетраэдры объединены ребрами.

SiS_2 значительно активнее SiO_2. В частности, SiS_2 разлагается водой. С основными сульфидами при сплавлении образует *сульфидосиликаты* (*тиосиликаты*).

Карбид кремния SiC (*карборунд*), подобно углероду и кремнию, существует в виде кубической (алмазоподобной) и гексагональной модификаций. В чистом виде алмазоподобный SiC — диэлектрик, но с примесями становится полупроводником (ΔE = 1,5—3,5 эВ) с *n*- или *p*-проводимостью. Он тугоплавок (т. пл. 2830°C), по твердости близок к алмазу, химически весьма стоек. Разрушается лишь при нагревании в смеси $HF + HNO_3$ и при сплавлении со щелочами в присутствии окислителя, например:

$$\overset{-4}{SiC} + 2KOH + 2O_2 = K_2SiO_3 + \overset{+4}{C}O_2$$

Карбид кремния получают в дуговых электропечах (при 2000—2200°C) из смеси кварцевого песка и кокса. SiC широко применяется как абразивный и огнеупорный материал, его кристаллы используются в радиотехнике.

Большой химической стойкостью и жаропрочностью обладает также нитрид кремния Si_3N_4. Это твердый тугоплавкий белый порошок (т. возг. ~ 1900°C). Он очень устойчив к химическим воздействиям HF, растворов щелочей, металлов.

Кристаллы Si_3N_4 бесцветны, проявляют полупроводниковые свойства (ΔE = 3,9 эВ). Нитрид кремния используют в качестве химически стойкого и огнеупорного материала, в создании коррозионностойких и тугоплавких сплавов, в качестве высокотемпературного полупроводника.

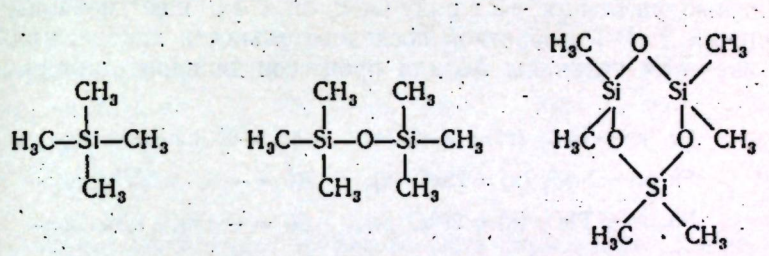
Нитридосиликат водорода H_2SiN_2 в отличие от H_2CN_2 (*цианамида*) — полимерное соединение. Его получают аммонолизом $SiCl_4$:

$$SiCl_4 + 6H_3N = H_2SiN_2 + 4NH_4Cl$$

В структурном отношении это соединение можно рассматривать как SiO_2, в котором роль атомов O^{-2} играет группа NH^{2-}.

Оксогалиды ($SiOHal_2$), нитридогалиды (SiNHal) кремния также полимерны.

Кроме неорганических соединений кремния большое значение имеют кремнийорганические соединения, простейшими из которых являются



В зависимости от характера цепи и природы обрамляющих радикалов среди кремнийорганических соединений встречаются смолы, каучуки, масла и др. Общее свойство полимерных кремнийорганических соединений — относительно высокая теплостойкость (до 600°C). Большая заслуга в изучении кремнийорганических соединений принадлежит К. А. Андрианову.

Кремнийорганические соединения — представители более широкого класса так называемых *элементорганических соединений*. Полимерные элементорганические соединения сочетают термическую стойкость, присущую неорганическим материалам, с рядом свойств полимерных органических веществ. В настоящее время разработаны методы синтеза полимерных фосфор-, мышьяк-, сурьма-, титан-, олово-, свинецорганических, бор-, алюминий- и других элементорганических соединений. Большинство из этих соединений в природе не встречается. Усиленно исследуются теплостойкие полимеры, в основе которых лежат цепи:

Si—O—Si	Si—O—P	P—N—P
Si—O—Sn	Al—O—Al	B—N—B
Si—O—Ti	Ti—O—Ti	Si—N—P
Si—O—B	P—O—P	Al—P—Al
Si—O—Bi	Al—O—P	Sn—S—Sn
Si—O—Al	Si—N—Si	B—P—B

§ 3. Подгруппа германия

Германий Ge, олово Sn и свинец Pb — полные электронные аналоги. Как и у типических элементов группы, валентными у них являются s^2p^2-электроны. В ряду Ge — Sn — Pb уменьшается роль внешней

s-электронной пары в образовании химических связей (участвуют уже не четыре, а только два электрона). Так, если для германия (подобно углероду и кремнию) наиболее характерна степень окисления +4, то для свинца +2; в соединениях олова различие в степенях окисления проявляется менее резко, хотя производные олова (IV) более устойчивы.

Изменение характерных степеней окисления в ряду C — Si — Ge — Sn — Pb можно объяснить вторичной периодичностью в различии энергии *ns*- и *np*-орбиталей (табл. 28). Рост устойчивости соединений со степенью окисления +2 в ряду Ge< Sn ≪ Pb и ее уменьшение для соединений Э (IV) в обратной последовательности хорошо иллюстрируют значения величины ΔG для процессов диспропорционирования ЭО:

$$Ge\ (к) + GeO_2\ (к) = 2GeO\ (к), \quad \Delta G = 82{,}4\ кДж/моль;$$

$$Sn\ (к) + SnO_2\ (к) = 2SnO\ (к), \quad \Delta G = -6{,}1\ кДж/моль;$$

$$Pb\ (к) + PbO_2\ (к) = 2PbO\ (к), \quad \Delta G = -159{,}9\ кДж/моль.$$

Первый процесс должен протекать справа налево, т. е. GeO_2 устойчивее GeO. Наоборот, третья реакция должна протекать слева направо: для Ge более характерна степень окисления +4, а для Pb — степень окисления +2. Об этом же свидетельствует сопоставление значений стандартных электродных потенциалов соответствующих процессов:

$$GeO_2 + 4H^+ + 2e^- = Ge^{2+} + 2H_2O, \quad E^0 = -0{,}15\ В;$$

$$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O, \quad E^0 = 1{,}45\ В.$$

Германий — рассеянный элемент; образование рудных скоплений для него не характерно. Он в основном сопутствует природным силикатам и сульфидам, содержится в некоторых углях. Основной минерал олова — *касситерит* SnO_2 (*оловянный камень*), свинца — *галенит* PbS (*свинцовый блеск*). Свинец как конечный продукт радиоактивного распада U и Th содержится в урановых и ториевых минералах.

Простые вещества. В ряду Ge—Sn—Pb отчетливо усиливаются металлические свойства простых веществ. Германий — серебристо-белый с желтоватым оттенком, внешне похож на металл, но имеет алмазоподобную решетку. Олово полиморфно. В обычных условиях оно существует в виде β-модификации (*белое* олово), устойчивой выше 13,2°C; это — серебристо-белый металл, кристаллическая решетка его тетрагональной структуры с октаэдрической координацией атомов. При охлаждении белое олово переходит в α-модификацию (*серое* олово) со структурой типа алмаза (пл. 5,85 г/см³). Переход β → α-сопровождается увеличением удельного объема (на 25,6%), в связи с чем олово рассыпается в порошок. Свинец — темно-серый металл с типичной для металлов структурой гранецентрированного куба.

Изменение структуры простых веществ в ряду Ge — Sn — Pb соответствует изменению их физических свойств. Так, германий (ΔE = 0,78 эВ) и α-олово (ΔE = 0,08 эВ) — полупроводники, а β-олово и свинец — металлы. Изменение типа химической связи от преимущественно ковалентной к металлической сопровождается понижением твердости простых веществ. Так, германий довольно тверд и хрупок, свинец же легко прокатывается в тонкие листы.

Некоторые константы простых веществ приведены ниже:

	C (алмаз)	Si	Ge	β-Sn	Pb
Пл., г/см³	3,52	2,33	5,32	7,29	11,34
Т. пл., °C	>3500	1420	936	231,9	327,4
Т. кип., °C	—	3300	2890	2620	1745
Электрическая проводимость*	—	—	0,001	8	5
ΔE, эВ	5,6	1,12	0,78	(металлы)	
$d_{ЭЭ}$, нм	0,154	0,234	0,244	0,316	0,350
$\Delta H^0_{возг.298}$, кДж/моль	716	469	383	301	196
S^0_{298}, Дж/град·моль	2,37	18,8	31,1	51,55	64,81
Твердость (по алмазу)	10	7	6	1,8	1,5

Различия в структуре простых веществ сказываются также на их взаимной растворимости. Германий и кремний неограниченно растворяются друг в друге в жидком и твердом состоянии: Ge, Sn и Pb образуют друг с другом твердые растворы в очень ограниченных пределах; с германием и друг с другом олово и свинец образуют эвтектику. Так, температура плавления сплава состава 73,9% Sn и 26,1% Pb равна 181°C.

Образование металлических твердых растворов для германия и его аналогов не характерно, но весьма типичны эвтектические смеси (Sn — Bi, Sn — Cd, Pb — Sn, Pb — Sb, Pb — Bi и др.). Эвтектические сплавы олова и свинца находят широкое применение.

Из сплавов олова и свинца важнейшими являются следующие: типографские (84—62% Pb, 4—8% Sn, 10—25% Sb, 2—4% As), подшипниковые (80—60% Pb или Sn с добавками Sb и Cu), легкоплавкие припои (80—60% Pb, 17—40% Sn, до 2,5% Sb или 90—50% Sn, остальное Pb).

Усиление металлических признаков у простых веществ в ряду Ge — Sn — Pb отчетливо наблюдается и в характере изменения их химических свойств. В обычных условиях Ge и Sn устойчивы по отношению к воздуху и воде. Свинец на воздухе окисляется — покрывается синевато-серой оксидной пленкой, поэтому не имеет металлического блеска. При нагревании Ge, Sn и Pb взаимодействуют с большинством неметаллов. При этом образуются соединения Ge(IV), Sn(IV) и Pb(II), например GeO_2, SnO_2 и PbO; $GeCl_4$, $SnCl_4$ и $PbCl_2$.

В ряду напряжений Ge расположен после водорода, а Sn и Pb — непосредственно перед водородом. Поэтому германий с разбавленными кислотами типа HCl и H_2SO_4 не взаимодействует. Вследствие образо-

* Здесь и далее условно за единицу электрической проводимости принята электрическая проводимость ртути.

вания на поверхности нерастворимых солей $PbCl_2$ и $PbSO_4$ свинец устойчив по отношению к разбавленным HCl и H_2SO_4. В концентрированной соляной кислоте Sn и Pb дают $HЭCl_3$ и $H_2ЭCl_4$.

Различия в химической природе простых веществ особо отчетливо проявляются в их отношении к азотной кислоте. При окислении азотной кислотой Ge переходит в германиевую кислоту H_2GeO_3 ($GeO_2 \cdot nH_2O$), а Sn в оловянную кислоту H_2SnO_3 ($ЭO_2 \cdot nH_2O$):

$$Э + \underset{\text{конц.}}{4HNO_3} = H_2ЭO_3 + 4NO_2 + H_2O$$

В разбавленной HNO_3 олово ведет себя как металл, т. е. переходит в нитрат олова (II):

$$3Sn + \underset{\text{разб.}}{8HNO_3} = 3Sn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Свинец по отношению к HNO_3 любых концентраций выступает как металл и образует с ней $Pb(NO_3)_2$.

При нагревании олово и свинец взаимодействуют с водными растворами щелочей:

$$\overset{0}{Sn} + 2KOH + 2H_2O = K_2[\overset{+2}{Sn}(OH)_4] + H_2$$

$$\overset{0}{Pb} + 2KOH + 2H_2O = K_2[\overset{+2}{Pb}(OH)_4] + H_2$$

Германий же растворяется в щелочах лишь в присутствии окислителей, например H_2O_2:

$$\overset{0}{Ge} + 2KOH + 2H_2O_2 = K_2[\overset{+4}{Ge}(OH)_6]$$

Германий получают из побочных продуктов переработки руд цветных металлов, а также выделяют из золы, полученной от сжигания некоторых видов угля, из отходов коксохимического производства. Рядом последовательных операций соединения Ge переводят в GeO_2, который затем восстанавливают водородом. Дополнительно очищают германий зонной плавкой. Основная масса Ge расходуется в полупроводниковой технике.

Олово получают восстановлением касситерита углем. Большое значение имеет регенерация (обратное получение) олова за счет растворения его покрытий на железе (старые консервные банки) в щелочах и последующего выделения из раствора электролитическим путем. Для получения свинца галенит переводят в PbO, который также восстанавливают углем.

Олово главным образом используется для лужения железа — получения *«белой жести»*, которая расходуется в основном в консервной промышленности. Оловянная фольга (*станиоль*) применяется для изготовления конденсаторов в электротехнической промышленности. Из свинца делают аккумуляторные пластины, обкладки электрических кабелей, свинец применяется для защиты от радиоактивных и рентге-

новских излучений, в качестве коррозионностойкого материала используется в химической промышленности. Оба металла применяются для изготовления легкоплавких сплавов.

Соединения со степенью окисления германия, олова и свинца —4. Усиление в ряду простых веществ Ge—Sn—Pb металлических

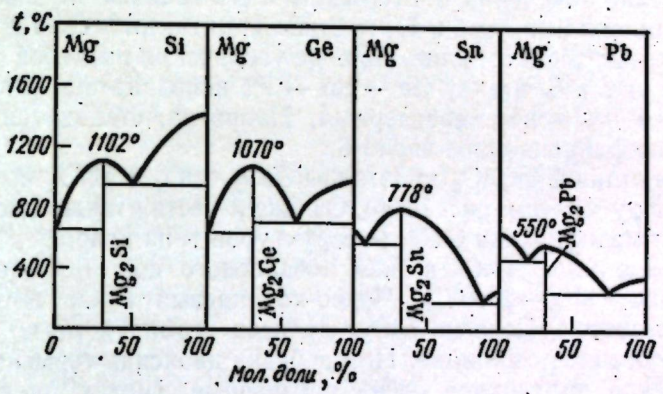


Рис. 175. Диаграмма плавкости систем Mg—Si, Mg—Ge, Mg—Sn, Mg—Pb

свойств проявляется также в их отношении к металлам. Подобно кремнию, германий и его аналоги с магнием образуют соединения состава $Mg_2Э$ (рис. 175). Называются они соответственно *германид*, *станнид* и *плюмбид*. В ряду Mg_2Si — Mg_2Ge — Mg_2Sn — Mg_2Pb в соответствии с повышением доли металлической связи уменьшаются температура плавления, энтальпия образования и ширина запрещенной зоны:

	Mg_2Si	Mg_2Ge	Mg_2Sn	Mg_2Pb
Т. пл., °С	1102	1070	778	550
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—26,4	—25,5	—25,5	—17,6
ΔE, эВ	0,77—0,8	0,69—0,74	0,32—0,36	Металл

Таким образом, в этом ряду усиливается склонность к образованию металлических соединений. Наиболее типичны металлические соединения олова и свинца с *s*-элементами, например Na_2Sn, NaSn, $NaSn_2$.

Соединения германия (IV), олова (IV) и свинца (IV). В ряду Ge(IV) — Sn(IV) — Pb(IV) устойчивость бинарных соединений в целом уменьшается (см. рис. 131). Об этом, например, свидетельствуют значения энергии Гиббса образования соединений (в кДж/моль) $\Delta G^0_{f,298}$:

GeO_2	SnO_2	PbO_2
—481	—521	—220
$GeCl_4$	$SnCl_4$	$PbCl_4$
—473	—463	—410
GeF_4	SnF_4	PbF_4
—1135	—992	—846

О том же свидетельствует уменьшение энергии связей ЭХ однотипных соединений.

Для всех трех элементов известны оксиды $ЭO_2$, фториды $ЭF_4$ и хлориды $ЭCl_4$ ($PbCl_4$ крайне неустойчив). Бромиды $ЭBr_4$ и иодиды $ЭI_4$, сульфиды $ЭS_2$ и нитриды $Э_3N_4$ известны лишь для Ge(IV) и Sn(IV).

В степени окисления +4 германий и его аналоги чаще всего имеют координационное число 6 и 4, что отвечает октаэдрической и тетраэдрической структурной единице. По мере увеличения размеров атомов при переходе от C и Si к ряду Ge — Sn — Pb координатационное число 4 становится все менее характерным. Напротив, становится более типичным координационное число 6.

Так, в отличие от SiO_2 кристаллы GeO_2, SnO_2 и PbO_2 имеют структуру типа рутила (см. рис. 70, *б*). Однако известна также высокотемпературная модификация GeO_2 со структурой типа кварца.

Диоксиды GeO_2 и SnO_2 (оба белого цвета), подобно SiO_2, тугоплавки (1100—2000°C). Черно-коричневый PbO_2 при нагревании разлагается. Подобно SiO_2, диоксид германия легко переходит в стеклообразное состояние. При добавке диоксида германия в кварцевое стекло получаются очень прозрачные, сильно преломляющие свет стекла, что определяет важное значение GeO_2 в производстве оптического стекла. Диоксид олова применяется в керамической промышленности для изготовления эмалей и глазурей.

Диоксиды химически малоактивны, в воде не растворяются. В ряду GeO_2 — SnO_2 — PbO_2 несколько усиливаются основные свойства: GeO_2 (подобно SiO_2) — кислотное соединение, растворяется в горячих щелочах; SnO_2 — амфотерен, при продолжительном нагревании с концентрированной H_2SO_4 дает $Sn(SO_4)_2$. Диоксиды олова и свинца при сплавлении взаимодействуют со щелочами. При сплавлении $ЭO_2$ со щелочами или соответствующими оксидами образуются соединения состава $\overset{+1}{M}_2ЭO_3$ и $\overset{+2}{M}ЭO_3$, $\overset{+1}{M}_4ЭO_4$ и $\overset{+2}{M}_2ЭO_4$:

$$2CaO + PbO_2 = Ca_2PbO_4$$

$$2PbO + PbO_2 = Pb_2PbO_4\ (Pb_3O_4)$$

В отличие от оксосиликатов структурной единицей оксостаннатов и оксоплюмбатов являются октаэдры $ЭO_6$. Так, кристаллы ортостанната Ba_2SnO_4 и ортоплюмбата Ca_2PbO_4 образованы октаэдрами $ЭO_6$, объединенными четырьмя вершинами в слоистые сетки (типа рис. 177). Кристаллы метастаннатов $\overset{+2}{M}SnO_3$ (M = Ca, Sr, Ba Cd) имеют решетку типа перовскита (см. рис. 73). В кристалле Pb_2PbO_4 (рис. 176) имеется цепь октаэдров PbO_6 с общими ребрами. Цепи друг с другом связаны посредством трехкоординационных атомов Pb(II). Структурной единицей оксогерманатов могут быть как тетраэдры GeO_4, так и октаэдры GeO_6, поэтому оксогерманаты разнообразнее, чем оксосиликаты.

Из оксогерманатов, оксостаннатов и оксоплюмбатов в воде растворимы лишь производные щелочных металлов. При этом они сильно гидролизуются.

В качестве ортоплюмбата (IV) свинца (II) Pb_2PbO_4 можно рассматривать смешанный оксид — так называемый *свинцовый сурик* (рис. 176).

В разном валентном состоянии атомов Pb в Pb_3O_4 можно легко убедиться: при действии разбавленной HNO_3 протекает обменная реакция и образуются производные Pb(II) и Pb(IV):

$$Pb_2PbO_4 + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$$

Сурик (оранжево-красного цвета) применяется в производстве красок, предохраняющих металлы от коррозии, для приготовления высокотемпературных замазок, в качестве окислителя и др.

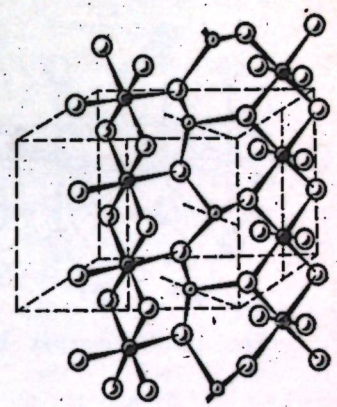


Рис. 176. Структура сурика Pb_3O_4

Германиевые, оловянные и свинцовые кислоты (как и кремневые) в индивидуальном состоянии выделить весьма трудно. При их получении обычно образуются коллоидные растворы кислот различного состава, превращающиеся в белые студенистые осадки с переменным и неопределенным составом: $ЭO_2 \cdot nH_2O$.

При действии водных растворов аммиака на растворы $SnCl_4$ вначале получается гексагидроксооловянная кислота:

$$SnCl_4 + 4H_3N + 6H_2O = H_2[Sn(OH)_6] + 4NH_4Cl$$

При стоянии она более или менее быстро полимеризуется вплоть до выпадения $SnO_2 \cdot nH_2O$. Свежеполученные оловянные и свинцовые кислоты растворяются в кислотах и щелочах. В последнем случае образуются гидроксосоединения типа $\overset{+1}{M}_2[Э(OH)_6]$:

$$ЭO_2 + 2KOH + 2H_2O = K_2[Э(OH)_6]$$

Изменение структуры и состава оловянных кислот сопровождается изменением их химической активности. Так, свежеполученный осадок (*α-оловянная кислота*) легко растворяется в щелочах и даже кислотах. После стояния осадок (*β-оловянная кислота*) по химической активности напоминает SnO_2. Он взаимодействует только со щелочами и то лишь при сплавлении. Неактивная форма оловянных кислот (β-оловянная кислота) образуется, кроме того, при окислении олова в концентрированной HNO_3. Различие в химической активности так называемых α- и β-оловянных кислот обусловлено различием в их строении: уменьшением при переходе от α- к β-формам числа активных OH-групп и образованием устойчивых Sn—O—Sn-связей.

Дисульфиды GeS_2 (белый) и SnS_2 (желтый) в воде и разбавленных кислотах не растворяются. Они образуются действием H_2S на подкисленные растворы производных Э (IV), например

$$SnCl_4 + 2H_2S = SnS_2 + 4HCl$$

Будучи кислотными, $ЭS_2$ взаимодействуют со щелочами и основными сульфидами:

$$ЭS_2 + (NH_4)_2S = (NH_4)_2ЭS_3$$

Отвечающие сульфидогерманатам (IV) и сульфидостаннатам (IV) кислоты при попытке получения разлагаются:

$$(NH_4)_2ЭS_3 + 2HCl = H_2ЭS_3 + 2NH_4Cl$$

$$H_2ЭS_3 = ЭS_2 + H_2S$$

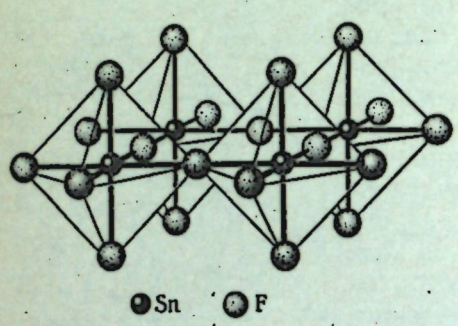


Рис. 177. Структура SnF_4

Дисульфид олова SnS_2 в виде желтых чешуек применяется для мозаичных работ, «позолоты» дерева и др.

Молекулы тетрагалидов $ЭHal_4$ имеют форму тетраэдра с атомом Э в центре. По мере увеличения размеров орбиталей в ряду $GeHal_4 — SnHal_4 — PbHal_4$ устойчивость молекул заметно падает. Тетрабромид и тетраиодид свинца не известны.

В твердом состоянии тетрагалиды, за исключением SnF_4 и PbF_4 (рис. 177), имеют молекулярную решетку. Поэтому они легкоплавки и летучи. В обычных условиях GeF_4 — газ, а $ЭHal_4$ — жидкости.

За исключением оранжевого GeI_4 и желтых SnI_4 и $PbCl_4$, тетрагалиды германия и его аналогов бесцветны.

Резкое возрастание температур кипения и плавления при переходе от GeF_4 (т. пл. —15°C) к SnF_4 (т. пл. 200°C) и PbF_4 (т. пл. 600°C) отражает переход от молекулярной решетки к полимерной. Кристаллы SnF_4 и PbF_4 имеют слоистую решетку, состоящую из октаэдрических структурных единиц $ЭF_6$ (рис. 177). Таким образом, в PbF_4 атом Pb имеет устойчивое координационное число 6, а потому PbF_4 в отличие от остальных галидов Pb (IV) устойчив.

Вследствие координационной ненасыщенности молекул тетрагалиды молекулярной структуры химически активны. Подобно другим ковалентным соединениям этого типа (см. с. 414), их гидролиз протекает последовательно через стадии присоединения воды и отщепления молекул галидоводородов, вплоть до образования гидроксидов

$$SnCl_4 + 4H_2O \rightleftarrows Sn(OH)_4 + 4HCl$$

которые за счет полимеризации переходят в гидратированные оксиды, например $SnO_2 \cdot nH_2O$.

Тетрагалиды взаимодействуют также с основными галидами:

$$2KF + ЭF_4 = K_2[ЭF_6]$$

Для Ge (IV), как и для Si(IV), характерны фторокомплексы GeF_6^{2-}. Но получен и малостойкий $Cs_2[GeCl_6]$. Для Sn(IV) и Pb(IV) известны комплексные галиды всех типов от $\overset{+1}{M}_2[ЭF_6]$ до $\overset{+1}{M}_2[ЭI_6]$. Это свидетельствует о стабилизации у свинца степени окисления +4 в анионных комплексах с координационным числом 6. Галогенокомплексы германия и олова устойчивы как в растворах, так и в кристаллических соединениях. Аналогичные соединения свинца легко гидролизуются.

Из тетрагалидов наибольшее значение имеет $SnCl_4$ — в обычных условиях жидкость, вследствие гидролиза дымящая на воздухе. Получают $SnCl_4$ действием сухого хлора на жидкое олово. В частности, на этой реакции основан один из методов регенерации оловянных покрытий на железе (консервных банок). $SnCl_4$ и $(NH_4)_2SnCl_6$ в основном используют в красильном деле в качестве протравы, применяют для получения других соединений олова.

Тетрахлорид олова хорошо растворяется в малополярных растворителях, а сам растворяет иод, серу, фосфор и др.

Гидриды элементов подгруппы германия немногочисленны и малоустойчивы. Это связано с дальнейшим уменьшением в ряду Ge — Sn — Pb прочности связи Э — Э и Э — H по сравнению с Si — Si и Si — H. Ниже приведены константы гидридов $ЭH_4$:

	CH_4	SiH_4	GeH_4	SnH_4	PbH_4
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—74,9	30,5	90,4	162,9	250
$E_{ЭH}$, кДж/моль	414	320	291	258	205
$d_{ЭH}$, нм	0,109	0,148	0,153	0,170	—
Т. пл., °C	—184	—185	—166	—150	—
Т. кип, °C	—161	—112	—88	—52	—
Т. разл., °C	800	450	285	150	0

Как показывают приведенные данные, в ряду SiH_4 (*силан*) — GeH_4 (*герман*) — SnH_4 (*станнан*) — PbH_4 (*плюмбан*) устойчивость понижается. Последний настолько неустойчив, что о его существовании можно заключить лишь по косвенным признакам. При пропускании через нагретую докрасна стеклянную трубку герман и станнан разлагаются, осаждаясь в виде металлического зеркала.

Гидриды Э (IV) выделяются при действии разбавленных кислот на некоторые германиды и станниды:

$$Mg_2Э + 4HCl \xrightarrow[\text{в воде}]{} 2MgCl_2 + ЭH_4$$

$$Mg_2Э + 4NH_4Cl \xrightarrow[\text{в жидком } H_3N]{} 2MgCl_2 + ЭH_4 + 4H_3N$$

При действии кислот на Mg_2Ge кроме GeH_4 одновременно получается *дигерман* Ge_2H_6 (т. пл. —109°C, т. кип. 31°C) и *тригерман* Ge_3H_8 (т. пл. —106°C, т. кип. —52°C). Известны также более сложные германы, а также *дистаннан* Sn_2H_6.

Соединения германия (II), олова (II) и свинца (II). Координационные числа элементов подгруппы германия в степени окисления +2 более разнообразны, чем в степени окисления +4, и равны 3, 4, 5 и 6. У атомов Э (II) имеется несвязывающая электронная пара, поэтому координационным числам 3, 4, 5, 6 отвечают тригональная пирамида (тип AB_3E, см. рис. 51, *б*), искаженный тетраэдр (тип AB_4E, см.

рис. 51, *д*), тетрагональная пирамида (тип AB_5E, см. рис. 51, *и*) и искаженный октаэдр (тип AB_6E).

Степень окисления +2 наиболее характерна для свинца и проявляется в его разнообразных соединениях, а для германия (II) известны лишь немногочисленные бинарные соединения.

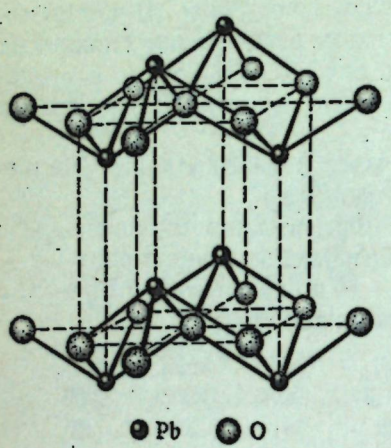
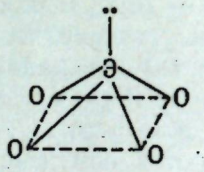


Рис. 178. Структура PbO

Большинство производных Pb (II) — кристаллические вещества. За исключением нитрата $Pb(NO_3)_2$ и ацетата $Pb(CH_3COO)_2$, они плохо растворимы ($PbHal_2$) или почти нерастворимы ($PbSO_4$, $PbGrO_3$, $PbCO_3$) в воде. Этим, в частности, объясняется устойчивость свинца к действию большинства кислот.

Соединения Э (II) обычно бесцветны. Имеют окраску оксиды (GeO и SnO — черного, PbO — красного или желтого цвета), сульфиды (GeS и SnS — бурого, PbS — черного цвета), иодиды (SnI_2 — красного, PbI_2 — желтого цвета) и некоторые другие.

Структура кристаллов соединений Э (II) весьма сложна. Так, SnO и красный PbO имеют слоистую решетку (рис. 178), образованную тетрагональными пирамидами (зонтиками) $ЭO_4$ с локализованной электронной парой при атоме Э:



Оксиды ЭО и гидроксиды $Э(OH)_2$ амфотерны. Они взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами:

$$Э(OH)_2 + 2HCl = ЭCl_2 + 2H_2O$$

$$Э(OH)_2 + KOH = K[Э(OH)_3]$$

У производных Pb (II) преобладают основные, а у Ge (II) кислотные свойства.

По устойчивости гидроксостаннаты (II) и гидроксоплюмбаты (II), называемые еще *гидроксостаннитами* и *гидроксоплюмбитами*, уступают аналогичным производным Э (IV). В растворах они существуют лишь при избытке щелочи, в противном случае распадаются. В кристаллическом состоянии выделены соли, отвечающие формулам $Na[Sn(OH)_3]$, $Ba[Sn(OH)_3]_2$, $Na_2[Pb(OH)_4]$.

Тенденция к комплексообразованию у дигалидов $ЭHal_2$ проявляется в меньшей степени, чем у $ЭHal_4$. С основными галидами дигалиды

дают комплексы типа $M^{+2}[ЭHal_3]$, $M^{+2}[ЭHal_4]$. Образованием комплексных галидов объясняется несколько лучшая растворимость галидов Pb (II) в присутствии галогеноводородных кислот, чем в воде. В разбавленных растворах комплексные галиды распадаются.

Производные Ge(II) и Sn(II) — сильные восстановители. Так, $GeCl_2$ реагируют с Cl_2 почти мгновенно, $SnCl_2$ при комнатной температуре — быстро, а $PbCl_2$ в обычных условиях с хлором не взаимодействует вообще. Производные Ge(II) и Sn(II) восстанавливают некоторые металлы из соединений, например:

$$2Bi(NO_3)_3 + 3Na[Sn(OH)_3] + 9NaOH = 2Bi\downarrow + 3Na_2[Sn(OH)_6] + 6NaNO_3$$

Они переводят Fe^{3+} в Fe^{2+}, GrO_4^{2-} в Gr^{3+} и т. д.

В отличие от PbS, GeS и SnS окисляются полисульфидами аммония до $ЭS_2$, которые затем с $(NH_4)_2S$ образуют растворимые в воде соединения $(NH_4)_2ЭS_3$:

$$SnS + (NH_4)_2S_2 = SnS_2 + (NH_4)_2S$$

$$SnS_2 + (NH_4)_2S = (NH_4)_2SnS_3$$

На этом основано отделение SnS и PbS друг от друга.

Восстановительные свойства производных Sn (II) используются в химическом синтезе и анализе.

Соединения Pb (IV), наоборот, — сильные окислители, в особенности в кислой среде. Они, например, даже окисляют Mn^{+2} до MnO_4^-:

$$2Mn^{2+} + 5PbO_2 + 4H^+ = 5Pb^{2+} + 2MnO_4^- + 2H_2O$$

PbO_2 и Pb_3O_4 используются в качестве окислителей в спичечной промышленности.

Перевод Pb (II) в Pb (IV) возможен лишь при электролитическом окислении или действием наиболее сильных окислителей (Cl_2, белильная известь и др.) при нагревании в щелочной среде. Например:

$$Pb(CH_3COO)_2 + Cl_2 + 4KOH = PbO_2 + 2KCl + 2KCH_3COO + 2H_2O$$

Из соединений свинца (II) PbO применяется в производстве оптического стекла, хрусталя, глазурей и олиф; $PbCrO_4$ (оранжево-красного цвета) входит в состав минеральных красок; $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ используют для изготовления свинцовых белил. Малорастворимый SnF_2 применяют как фторсодержащую добавку к зубным пастам. В последнее время большое теоретическое и практическое значение приобретают олово- и свинецорганические соединения.

§ 4. Обзор оксосоединений *p*-элементов IV, V, VI и VII групп

Рассмотрение химии *p*-элементов VII—IV групп показывает, что в ряду Э(VII) — Э(VI) — Э(V) — Э(IV) число оксосоединений и их устойчивость резко возрастают. Для объяснения этого фактора обсудим

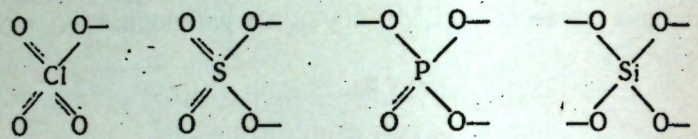
оксосоединения ряда Cl (VII) — S (VI) — P (V) — Si (IV). Как известно, для этих элементов в высшей степени окисления характерно координационное число 4, что отвечает тетраэдрической структурной единице:

$$\cdot ClO_4 \quad \cdot SO_4 \quad \cdot PO_4 \cdot \quad \cdot SiO_4 \cdot$$

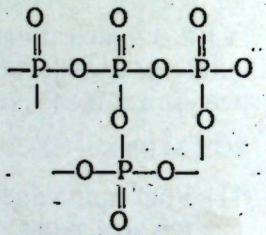
(точками указано число непарных электронов). В свободном состоянии эти радикалы неустойчивы — за счет присоединения электронов они превращаются в тетраэдрические ионы:

$$ClO_4^- \quad SO_4^{2-} \quad PO_4^{3-} \quad SiO_4^{4-}$$

или образуют соединения за счет одной, двух, трех и четырех связей соответственно:



Таким образом (см. табл. 10), для хлора (VII) возможен только один способ объединения оксохлоратных тетраэдров, а именно—в димер с образованием молекулы Cl_2O_7. Сера (VI) образует как димер $S_2O_7^{2-}$, так и открытые $(SO_3)_\infty$ и замкнутые $(SO_3)_3$ цепочки. При этом каждый оксосульфатный тетраэдр объединяется с соседними за счет двух своих вершин — двух мостиковых атомов кислорода. В соединениях фосфора (V) появляется еще один способ объединения оксофосфатных тетраэдров — при участии трех мостиковых атомов кислорода с образованием разветвленных цепей

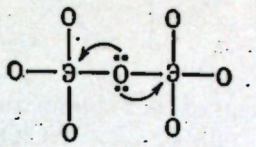


и слоистой модификации $(P_2O_5)_{2\infty}$. И наконец, для кремния (IV) наряду с рассмотренными выше типами мостиковых структур возможно образование трехмерного полимера $(SiO_2)_{3\infty}$, в котором роль мостиковых атомов от каждого оксосиликатного тетраэдра играют четыре атома кислорода.

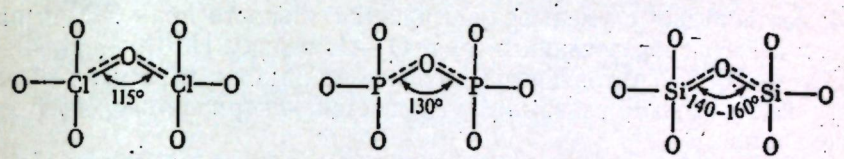
Увеличение числа способов объединения тетраэдрических структурных единиц друг с другом определяет резкое возрастание в ряду Cl (VII) — S (VI) — P (V) — Si (IV) числа оксосоединений (табл. 10).

Увеличение устойчивости гетероцепи типа Э—О—Э в ряду Cl—S—P—Cl можно объяснить наложением π-связи, возникающей при участии свободных

d-орбиталей атома Э и неподеленных 2*p*-электронных пар мостикового атома кислорода:



С образованием дополнительной связи в цепи Э—О—Э выпрямляется валентный ∠ ЭОЭ. Очевидно, чем эффективнее π-связи, тем больше должен быть ∠ЭОЭ:



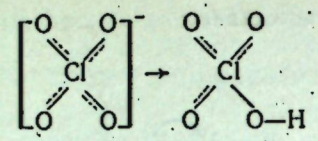
Как известно, в ряду $SiO_4^{4-} — PO_4^{3-} — SO_4^{2-} — ClO_4^-$ устойчивость понижается. В рамках представления о гибридизации это можно объяснить уменьшением устойчивости sp^3-гибридного состояния центрального атома, вследствие увеличения энергетического различия 3*s*- и 3*p*-уровней (см. табл. 28). Для стабилизации sp^3-гибридного состояния центрального атома в указанном ряду все большую роль играет π-связывание. Подобное представление используют для объяснения сокращения в ряду $SiO_4^{4-} — PO_4^{3-} — SO_4^{2-} — ClO_4^-$ длины связи $d_{ЭО}$ по сравнению с одинарной (табл. 42).

Таблица 42

Длина связи в тетраэдрических ионах

Связь	Длина связи, нм		Сокращение длины связи, нм	Связь	Длина связи, нм		Сокращение длины связи, нм
	Э—O	Э···O			Э—O	Э···O	
SiO	0,176	0,163	0,013	SO	0,169	0,149	0,020
PO	0,171	0,154	0,017	ClO	0,168	0,145	0,023

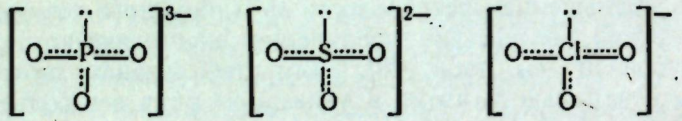
Таким образом, если устойчивость иона SiO_4^{4-} в основном определяют σ-связи, то устойчивость иона ClO_4^- в существенной степени зависит и от π-связей. Так, в ионном $KClO_4$ и ковалентном $HClO_4$ число σ-связей в хлорокислородном тетраэдре одинаково. Но в $HClO_4$ вследствие наличия связи O — H доля участия электронов в π-связывании меньше:



Это существенно изменяет устойчивость соединений: $KClO_4$ начинает разлагаться лишь при 400°С, а $HClO_4$ разлагается со взрывом при небольшом нагревании. Напротив, поскольку в ионе SiO_4^{4-} каркас из sp^3-связей достаточно стабилен, разрыв π-связей на его устойчивости существенно не сказывается. Поэтому все четыре атома кислорода иона SiO_4^{4-} могут образовать вторые σ-связи.

В соответствии с уменьшением чувствительности иона EO_4^{n-} к разрыву π-связей и образованию σ-связи O — H в ряду $HClO_4$ — H_2SO_4 — H_3PO_4 — H_4SiO_4 устойчивость возрастает, а окислительная активность падает. Иными словами, уменьшается контрполяризующее действие протонов.

Уменьшение склонности к sp^3-гибридизации при переходе от Si к Cl объясняет также увеличение устойчивости анионов в ряду PO_3^{3-} — SO_3^{2-} — ClO_3^-:



Будучи ярко выраженным донором неподеленной электронной пары атома фосфора, PO_3^{3-}-ион, присоединяя протон, превращается в тетраэдрический ион PO_3H^{2-} или за счет окисления превращается в ион PO_4^{3-}. Ион SO_3^{2-} существует, но довольно легко окисляется до SO_4^{2-} и дает SO_3H^-. Что же касается иона ClO_3^-, то, поскольку sp^3-гибридное состояние Cl не характерно, неподеленная электронная пара (s^2) сохраняет шарообразную форму и не проявляет тенденции к донорно-акцепторному взаимодействию. Поэтому ион ClO_3^- вполне устойчив и восстановительных свойств практически не проявляет. Таким образом, в ряду PO_3^{3-} — SO_3^{2-} — ClO_3^- восстановительная активность падает.

Вследствие уменьшения устойчивости sp^3-гибридного состояния центрального атома понижается также устойчивость тетраэдрических оксоанионов p-элементов 4-го периода в ряду GeO_4^{4-} — AsO_4^{3-} — SeO_4^{2-} — — BrO_4^-. В этом же ряду заметно возрастает окислительная активность. Эти ионы менее устойчивы, а AsO_4^{3-}, SeO_4^{2-} и BrO_4^- — более сильные окислители, чем соответствующие им анионы p-элементов 3-го периода.

Поскольку для p-элементов 5-го периода наиболее характерно координационное число 6, а не 4, то монотонное изменение свойств в вертикальных рядах

ClO_4^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	SiO_4^{4-}
BrO_4^-	SeO_4^{2-}	AsO_4^{3-}	GeO_4^{4-}
IO_6^{5-}	TeO_6^{6-}	SbO_6^{7-}	SnO_6^{8-}

не наблюдается. Структура оксоединений I (VII), Te (VI), Sb (V) и Sn (IV), а следовательно, и их свойства отличаются от таковых однотипных соединений Cl (VII) и Br (VII), S(VI) и Se (VI), P (V) и As(V), Si (IV) и Ge (IV).

Глава 6
p-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

К p-элементам III группы относятся типические элементы — бор и алюминий — и элементы подгруппы галлия — галлий, индий и таллий:

B $1s^22s^22p^1$
Al $2s^22p^63s^23p^1$
Ga $3s^23p^63d^{10}4s^24p^1$
In $4s^24p^64d^{10}5s^25p^1$
Tl $4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^1$

Некоторые константы этих элементов приведены ниже:

	$_5$B	$_{13}$Al	$_{31}$Ga	$_{49}$In	$_{81}$Tl
Атомная масса	10,81	26,98	69,72	114,82	204,37
Валентные электроны	$2s^2p^1$	$3s^23p^1$	$4s^24p^1$	$5s^25p^1$	$6s^26p^1$
Металлический радиус атома, нм	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Ковалентный радиус атома, нм	0,088	0,126	0,127	0,144	—
Условный радиус иона $Э^{3+}$, нм	0,020	0,057	0,062	0,092	0,105
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	8,298	5,986	5,998	5,786	6,108
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$6\cdot10^{-4}$	6,6	$4\cdot10^{-4}$	$1{,}5\cdot10^{-6}$	$3\cdot10^{-5}$

Как видно из приведенных данных, с увеличением порядкового номера элементов энергия ионизации атомов уменьшается: бор — неметалл, таллий — типичный элемент-металл.

§ 1. Бор

По сравнению с ранее рассмотренными элементами 2-го периода у бора наблюдается дальнейшее ослабление признаков неметаллического элемента. В этом отношении он напоминает кремний (диагональное сходство в периодической системе). Для бора наиболее характерны соединения, в которых его степень окисления равна +3. Отрицатель-

ные степени окисления бора проявляются редко; с металлами бор обычно образует нестехиометрические соединения.

Бор в земной коре ($6 \cdot 10^{-4}$ мол. доли, %) находится в виде двух изотопов: ^{10}B (19,57%) и ^{11}B (80,43%). Основными его минералами

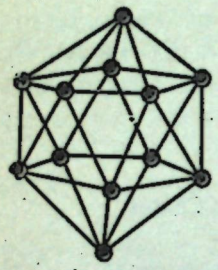


Рис. 179. Икосаэдрическая группировка атомов B_{12}

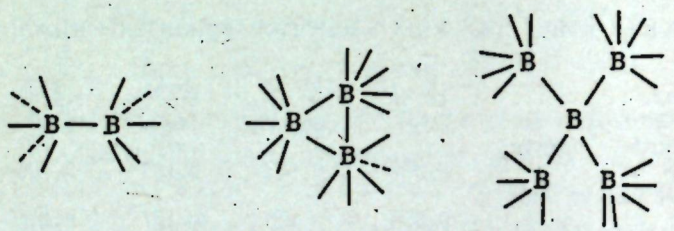
являются бораты: $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ — *бура*, $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$ — *кернит*, H_3BO_3 — *сассолин*.

Относительно невысокое содержание бора в земной коре, не отвечающее его малому порядковому номеру, объясняется легкостью взаимодействия его ядер с нейтронами:

$$^{10}_{5}B + ^{1}_{0}n = ^{4}_{2}He + ^{7}_{3}Li$$

Эта способность бора поглощать нейтроны определяет важную роль борсодержащих материалов в ядерной энергетике в качестве замедлителей ядерных процессов и в биологической защите.

Простые вещества. Бор имеет несколько аллотропических модификаций. Атомы бора в них объединены в группировки B_{12}, имеющие форму *икосаэдра* — двадцатигранника (рис. 179). Расположение икосаэдров относительно друг друга в кристалле показано ниже:



Кристаллы бора черного цвета, тугоплавкие (т. пл. 2300°С, т. кип. ~ 2550°С), диамагнитны, обладают полупроводниковыми свойствами ($\Delta E = 1{,}55$ эВ).

В обычных условиях бор (подобно кремнию) весьма инертен и непосредственно взаимодействует только со фтором; при нагревании (400—700°С) окисляется кислородом, серой, хлором и даже азотом (выше 1200°С). С водородом бор не взаимодействует. При сильном нагревании восстановительная активность бора проявляется и в отношении таких устойчивых оксидов, как SiO_2, P_2O_5 и др.:

$$3SiO_2 + 4B = 3Si + 2B_2O_3$$

Это объясняется высоким значением энергии Гиббса образования оксида бора B_2O_3 ($\Delta G^0_{f,298} = -1178$ кДж/моль).

На бор действуют лишь горячие концентрированные азотная и серная кислоты, а также царская водка, переводя его в H_3BO_3. Щелочи при отсутствии окислителей на бор не действуют.

Вследствие высокой энергии Гиббса образования большинства соединений бора его получение в свободном состоянии производится обычно методами металлотермии (чаще всего восстановлением магнием или натрием):

$$B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + 2B, \quad \Delta G^0 = -525 \text{ кДж/моль};$$

$$KBF_4 + 3Na = 3NaF + KF + B, \quad \Delta G^0 = -377 \text{ кДж/моль}.$$

При этом выделяется аморфный бор, который перекристаллизацией в расплавленных металлах можно перевести в кристаллическое состояние. Однако этот метод дает продукт, загрязненный примесями. Более чистый бор (99,5%) получается электролизом расплавленных фтороборатов. Наиболее чистый бор получают термическим разложением паров бромида бора на раскаленной (1000—1200°С) танталовой проволоке в присутствии водорода:

$$2BBr_3 + 3H_2 = 2B + 6HBr$$

или разложением (крекингом) его водородных соединений:

$$B_2H_6 = 2B + 3H_2$$

Металлические соединения бора. С металлами бор образует бориды среднего состава M_4B, M_2B, MB, M_3B_4, MB_2, MB_6.

В зависимости от условий один и тот же элемент образует бориды разного состава, например Nb_2B, Nb_3B_2, NbB, Nb_3B_4, NbB_2; Cr_4B, Cr_2B, CrB, Cr_3B_4, CrB_2. По мере увеличения содержания бора структура боридов существенно усложняется. В боридах типа M_4B и M_2B атомы бора изолированы друг от друга. В боридах типа M_3B_2 атомы бора связаны попарно, в MB — в цепи, в M_3B_4 — в сдвоенные цепи, в MB_2 — в сетки из шестичленных колец и, наконец, в боридах состава MB_6 и MB_{12} — в трехмерные каркасы соответственно в виде октаэдрических и икосаэдрических группировок атомов.

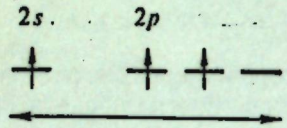
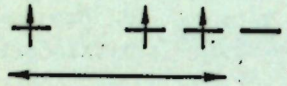
Большинство боридов *d*- и *f*-элементов очень тверды, жаростойки (2000—3000°С) и химически устойчивы. Бориды *s*-элементов химически активны, в частности, разлагаются под действием кислот, образуя смеси бороводородов.

Жаропрочные и жаростойкие бориды *d*-элементов (Cr, Zr, Ti, Nb, Ta) и их сплавы применяются для изготовления деталей реактивных двигателей, лопаток газовых турбин и пр. Некоторые бориды используются как катализаторы, в качестве материалов для катодов электронных приборов и т. д.

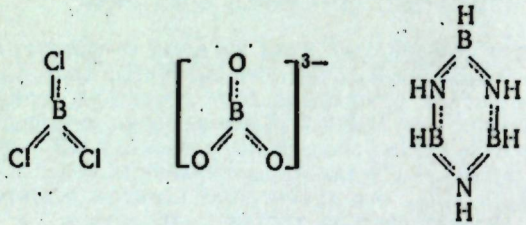
Соединения бора (III). Степень окисления +3 у бора проявляется в соединениях с более электроотрицательными, чем он сам, элементами, т. е. в галидах, оксиде, сульфиде, нитриде, гидридах и в соответствующих анионных борат-комплексах, простейшие из которых приведены ниже:

BF_3	B_2O_3	BH_3
BF_4^-	BO_2^-	BH_4^-

В зависимости от числа σ-связей координационное число бора (III) равно 4 или 3, что соответствует sp^3- или sp^2-гибридизации его валентных орбиталей.

Характер гибридизации орбиталей атома бора	Пространственное расположение σ-связей	Примеры соединений
	тетраэдрическое	BF_4^-, BH_4^-
	треугольное	BCl_3, BO_3^{3-}

sp^2-Гибридизация валентных орбиталей бора определяет плоское треугольное строение молекул, комплексов и структурных единиц его соединений. Как и в случае углерода, sp^2-гибридное состояние стабилизируется за счет нелокализованной πp — πp-связи. Последняя образуется при участии свободной $2p$-орбитали атома бора и неподеленной пары электронов связанных с ним атомов:



В результате возникает частичная двоесвязанность, упрочняется связь и уменьшается межъядерное расстояние.

Так, длина связи d_{BO} при треугольном расположении (0,136 нм) на 0,012 нм короче, чем при тетраэдрическом (0,148 нм). Аналогично длина связи d_{BF} в BF_3 (0,129 нм) короче, чем в BF_4^- (0,143 нм), а силовая постоянная связи k_{BF} в BF_3 больше (718 Н/м), чем в BF_4^-(528 Н/м).

В соответствии с устойчивыми координационными числами бора (III) из бинарных соединений галиды $BHal_3$ мономолекулярны, а оксид B_2O_3, сульфид B_2S_3, нитрид BN — полимерны. Весьма своеобразна структура гидридов бора.

Бинарные соединения бора (III) кислотные. Об этом, в частности, свидетельствует характер их сольволиза (гидролиза) и взаимодействия с основными соединениями.

Галиды типа $BHal_3$ известны для всех галогенов. Могут быть получены из простых веществ при нагревании. Все они бесцветны. Молекулы $BHal_3$ имеют форму плоского треугольника с атомом бора

в центре (sp^2-гибридное состояние бора). В обычных условиях BF_3 — газ, BCl_3 и BBr_3 — жидкости, BI_3 — твердое вещество.

	BF_3	BCl_3	BBr_3	BI_3
Т. пл., °С	−127	−107	−46	+43
Т. кип., °С	−101	−12,5	+90	разл.
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	−1227	−431	−243	−37,7
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	−1130	−427	−236,8	—
d_{BHal}, нм	0,129	0,173	0,187	0,210
E_{BHal}, кДж/моль	644	443	376	284
k_{BHal}, Н/м	720	320	250	200

В твердом состоянии галиды имеют молекулярные решетки. В соответствии с увеличением длины связи и уменьшением ее энергии в ряду BF_3 — BCl_3 — BBr_3 — BI_3 устойчивость быстро уменьшается. Об этом свидетельствует также характер изменения энтальпии образования и энергии Гиббса образования. Наибольшее применение имеют BF_3 и BCl_3. Трифторид получают нагреванием B_2O_3 с CaF_2 в присутствии концентрированной H_2SO_4 (ср. получение SiF_4, с. 413).

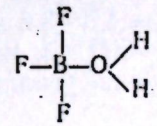
$$B_2O_3 + 3CaF_2 + 3H_2SO_4 = 2BF_3 + 3CaSO_4 + 3H_2O$$

Получение трихлорида бора (как и $SiCl_4$) основано на хлорировании раскаленной смеси оксида и угля:

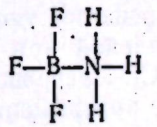
$$B_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 2BCl_3 + 3CO$$

Тригалиды бора — сильные акцепторы электронной пары; BF_3, например, присоединяет молекулу воды, аммиака, эфира, спирта и пр.

При взаимодействии с водой BF_3 дает $BF_3 \cdot H_2O$ (т. пл. 10,2°С, т. разл. 20°С):



С аммиаком образует твердое вещество $BF_3 \cdot NH_3$ (т. пл. 163°С):



хорошо растворимое в воде без заметного гидролиза. В продуктах присоединения атомы бора находятся в состоянии sp^3-гибридизации.

Способность к донорно-акцепторному взаимодействию определяет применение трифторида и трихлорида бора в органическом синтезе в качестве катализаторов.

Кислотная природа тригалидов бора проявляется, например, при их гидролизе, который протекает необратимо с образованием кислот:

$$BHal_3 + 3HOH = H_3BO_3 + 3HHal$$

Вследствие этого BCl_3 и BBr_3 во влажном воздухе дымят, взаимодействие BI_3 с водой протекает со взрывом. Кислотный характер BCl_3 проявляет и при взаимодействии с жидким аммиаком:

$$BCl_3 + 6H_3N = B(NH_2)_3 + 3NH_4Cl$$

Оксид бора (III) B_2O_3 существует в виде нескольких модификаций. В кристаллах B_2O_3 атомы бора находятся внутри равностороннего треугольника BO_3 либо тетраэдра BO_4 из атомов кислорода. Кристаллический B_2O_3 (плавится при 450°С и кипит при 2250°С) имеет высокие значения энтальпии ($\Delta H_f^0 = -1461$ кДж/моль) и энергии Гиббса образования ($\Delta G_f^0 = -1178$ кДж/моль). Он легко переходит в стеклообразное состояние и очень трудно кристаллизируется. Получают оксид B_2O_3 обезвоживанием H_3BO_3. В отличие от цепи Si — O — Si цепь B — O — B относительно легко разрывается при гидратации; в этом отношении кислородные соединения бора (III) сходны с таковыми фосфора. Как кислотный оксид B_2O_3 энергично взаимодействует с водой с образованием борной кислоты H_3BO_3.

Сульфид бора B_2S_3 — стеклообразное вещество, водой полностью разлагается.

В соответствии с устойчивыми координационными числами бора 3 и 4 нитрид бора BN существует в виде двух модификаций. При взаимодействии простых веществ образуется модификация с гексагональной атомно-слоистой структурой типа графита (см. рис. 166, *б*). Гексагональные кольца в нитриде бора содержат чередующиеся атомы B и N (на расстоянии 0,145 нм с углами 120°). Это соответствует sp^2-гибридизации валентных орбиталей атомов бора и азота. (Расстояние между слоями в нитриде бора равно 0,334 нм, т. е. короче, чем в графите — 0,340 нм.) В отличие от графита BN — белого цвета («белый графит») полупроводник ($\Delta E = 4{,}6$—$3{,}6$ эВ), легко расслаивается на чешуйки, огнеупорен (т. пл. ~3000°С). Водой разлагается очень медленно при нагревании. Разложение усиливается при действии разбавленных кислот.

В другой модификации нитрида бора (*боразон* или *эльбор*) атомы бора и азота находятся в состоянии sp^3-гибридизации. Эта модификация имеет кристаллическую решетку типа алмаза (см. рис. 166, *а*). Она образуется из гексагональной при высоком давлении порядка 6—8 ГПа и нагревании (1800°С). Превращение гексагонального нитрида бора в боразон аналогично превращению графита в алмаз.

Кристаллы боразона окрашены в цвета от желтого до черного или бесцветны. Боразон очень твердый и в этом отношении почти не уступает алмазу (некоторые образцы боразона даже царапают алмаз). К тому же в отличие от последнего он механически более прочен и термически более стоек. Например, при нагревании в вакууме до 2700°С боразон совершенно не изменяется, при нагревании на воздухе до 2000°С лишь слегка окисляется его поверхность, тогда как алмаз сгорает уже при 900°С. Как и алмаз, боразон — диэлектрик. Указанные свойства определяют все возрастающее значение боразона для техники.

Гидриды бора (*бораны*) по способу получения и по свойствам напоминают силаны. Обычно смесь боранов с водородом получается действием кислот на некоторые химически активные бориды, например:

$$6MgB_2 + 12HCl = H_2 + B_4H_{10} + 6MgCl_2 + 8B$$

Простейшее водородное соединение бора BH_3 в обычных условиях не существует. Это объясняется его координационной ненасыщенностью и невозможностью образования делокализованной π-связи, которая стабилизировала бы sp^2-гибридное состояние атома бора. Координационное насыщение атома бора возникает при сочетании этих молекул-радикалов друг с другом:

$$BH_3\ (г) + BH_3\ (г) = B_2H_6\ (г), \qquad \Delta G_{298}^0 = -127\ кДж/моль.$$

Из выделенных в свободном состоянии гидридов бора состава B_nH_{n+4} и B_nH_{n+6} простейшими представителями являются: B_2H_6, B_4H_{10} — газы, B_5H_9, B_6H_{10} — жидкости, $B_{10}H_{14}$ — твердое вещество.

	B_2H_6	B_4H_{10}	B_5H_9	B_6H_{10}	$B_{10}H_{14}$
Т. пл., °С	—165,5	—120	—46,6	—65,1	99,6
Т. кип., °С	—92,5	18	48,6	?	213(?)

Для всех боранов $\Delta G_f^0 \gg 0$, поэтому их получают косвенным путем.

Как нетрудно видеть, бороводороды — соединения с дефицитом электронов. Например, в B_2H_6 общее число валентных электронов равно 12, т. е. их не хватает для образования восьми обычных двухэлектронных двухцентровых связей. В диборане B_2H_6 имеют место двух- и трехцентровые связи (рис. 180). Две концевые группы BH_2 лежат в одной

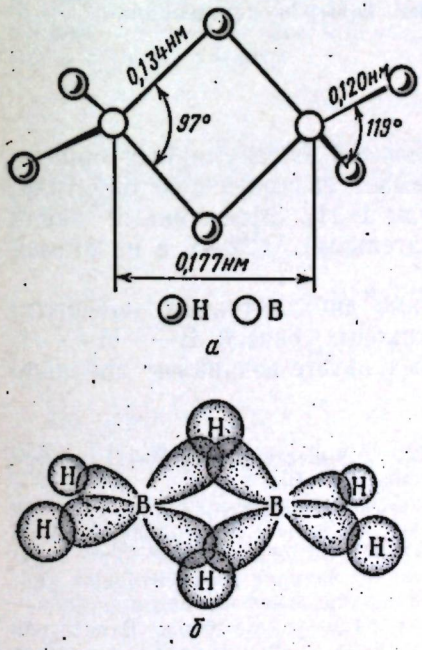


Рис. 180. Строение молекулы (*а*) и схема перекрывания атомных орбиталей (*б*) в молекуле B_2H_6

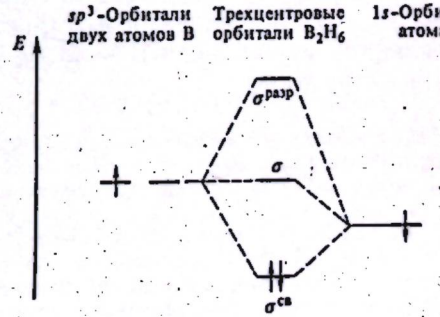


Рис. 181. Схема уровней трехцентровых орбиталей диборана B_2H_6

плоскости, а атомы водорода и бора связаны двухцентровыми двухэлектронными связями. Два же центральных атома водорода расположены симметрично над этой плоскостью и под нею и объединены с атомами бора трехцентровой двухэлектронной связью.

Трехцентровая связь возникает в результате перекрывания двух sp^3-гибридных орбиталей бора (по одной от каждого атома) и 1s-орбитали атома водорода (рис. 180, *б*). Это соответствует свя-

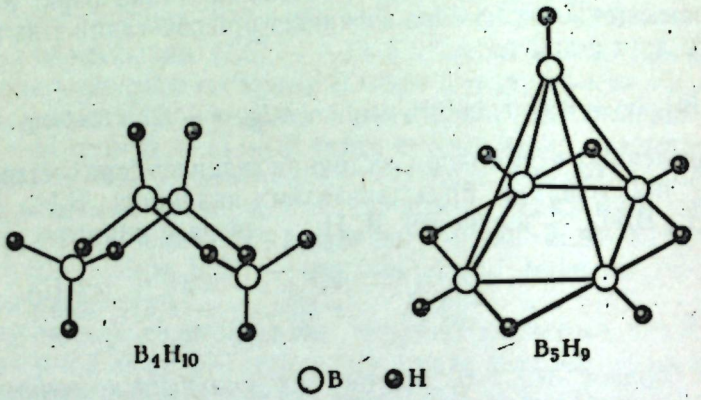


Рис. 182. Структура тетраборана B_4H_{10} и пентаборана B_5H_9

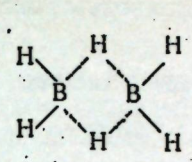
зывающей, несвязывающей и разрыхляющей молекулярных орбиталей (рис. 181). Пара электронов занимает связывающую орбиталь, что обеспечивает устойчивость молекулы B_2H_6. Эффективный заряд на мостиковых атомах водорода отрицательный (0,22—), а на атомах бора (0,22+) положительный.

В молекулах других боранов помимо двухцентровых (внешних) связей B — H и трехцентровых (мостиковых) связей B- - - H - - - B проявляются также связи B — B. В результате возникают довольно сложные структуры.

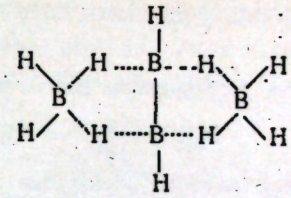
Так, в молекуле *тетраборана* B_4H_{10} (рис. 182) шесть связей B—H, четыре трехцентровые связи B- - - H - - -B и одна связь B—B.

В молекуле *пентаборана* B_5H_9 электроны делокализованы в еще большей степени и образуют пятицентровую связь. В молекуле B_5H_9 (рис. 182) из 24 электронов десять используются на образование пяти двухцентровых связей B—H, восемь—на образование четырех трехцентровых связей B—···H···—B, а остальные шесть электронов участвуют в построении пятицентровой связи, охватывающей остов из пяти атомов бора. Вследствие делокализации связи координационное число бора в пентаборане достигает шести.

Структурные формулы простейших боранов приведены ниже (пунктиром обозначены трехцентровые связи):



B_2H_6
$(BH_3 + BH_3)$



B_4H_{10}
$(BH_3 + B_2H_4 + BH_3)$

Бороводороды химически весьма активны (относительно менее активен $B_{10}H_{14}$ — *декаборан*). Так, большинство боранов на воздухе самовоспламеняются и сгорают с выделением очень большого количества тепла (например, для B_2H_6 2025 кДж/моль, тогда как для C_2H_6 1425 кДж/моль). Это позволяет использовать их в качестве ракетного топлива.

Гидриды бора разлагаются водой, спиртами и щелочами с выделением водорода. Наиболее активно гидролизуется диборан:

$$B_2H_6 + 6H_2O = 2H_3BO_3 + 6H_2$$

Большинство боранов имеет отвратительный запах и очень ядовиты!

Кроме бинарных соединений, получены соединения бора типа $B(ClO_4)_3$, $BCl(ClO_4)_2$, $BCl_2(ClO_4)$. Первые два — легкоплавкие твердые вещества, а последнее — жидкость. Все они малоустойчивы. Во влажном воздухе разрушаются, образуя кислоты:

$$B(ClO_4)_3 + 3H_2O = H_3BO_3 + 3HClO_4$$

Будучи кислотными, бинарные соединения бора (III) при взаимодействии с основными соединениями образуют анионные комплексы, например:

$$2KOH + B_2O_3 = 2KBO_2 + H_2O$$

$$2LiH + (BH_3)_2 \xrightarrow[\text{в эфире}]{} 2Li[BH_4]$$

$$NaH + BF_3 \xrightarrow[\text{в эфире}]{} Na[BF_3H]$$

Из анионных комплексов бора (III)—*боратов* — наиболее просты по составу следующие: фтороборат $[BF_4]^-$, фторогидроксобораты $(BF_3OH]^-$, $[BF_2(OH)_2]^-$, фторогидридобораты $[BF_3H]^-$, $[BF_2H_2]^-$ и гидридоборат $(BH_4]^-$. Все эти комплексы соответствуют sp^3-гибридному состоянию атома бора и имеют тетраэдрическую структуру.

Тетрафтороборат очень разнообразны. По кристаллической структуре и растворимости они очень близки к соответствующим перхлоратам. Относительно мало растворимы $[K[BF_4]$, $Rb[BF_4]$ и $Cs[BF_4]$; соли почти всех остальных металлов хорошо растворимы в воде.

Фтороборат водорода HBF_4 не получен. Его водный раствор — сильная кислота.

Получают ее растворением H_3BO_3 в плавиковой кислоте:

$$H_3BO_3 + 4HF = OH_3^+ + BF_4^- + 2H_2O$$

Тетрафтороборная кислота образуется наряду с ортоборной при гидролизе трифторида бора:

$$BF_3 + 3H_2O = H_3BO_3 + 3HF$$
$$3HF + 3BF_3 + 3H_2O = 3OH_3^+ + 3BF_4^-$$
$$4BF_3 + 6H_2O = 3OH_3^+ + 3BF_4^- + H_3BO_3$$

Одновременно в незначительном количестве образуются ионы $[BF_3OH]^-$ и $[BF_2(OH)_2]^-$ — как продукты частичного гидролиза:

$$BF_4^- + HOH = [BF_3(OH)]^- + HF, \quad K = 2{,}3 \cdot 10^{-3}.$$

Гидридобораты известны для многих элементов. Тетрагидридобораты щелочных и щелочноземельных металлов являются преимущественно ионными соединениями, т. е. типичными солями. В твердом состоянии они вполне устойчивы (т. разл. 250—500°С). В практике чаще всего используется $Na[BH_4]$ — бесцветная соль, хорошо растворимая в воде. При обычных температурах гидролизуется очень медленно.

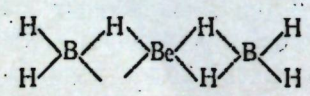
Гидридобораты щелочных металлов можно получить взаимодействием соответствующего гидрида с дибораном в эфирном растворе (см. выше). Для получения $Na[BH_4]$ обычно используется реакция между гидридом натрия и метиловым эфиром ортоборной кислоты:

$$4NaH + B(OCH_3)_3 = Na[BH_4] + 3CH_3ONa$$

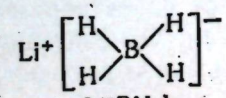
Тетрагидридобораты других металлов обычно получают обменной реакцией между $Na[BH_4]$ и соответствующим галидом, например:

$$3Na[BH_4] + AlCl_3 = Al(BH_4)_3 + 3NaCl$$

В противоположность ионным ковалентные тетрагидридобораты типа $Al(BH_4)_3$ (т. пл. —64,5°С, т. кип. 44,5°С), $Be(BH_4)_2$ (т. возг. 91°С) летучи, легкоплавки. В этих гидридоборатах (поскольку имеется дефицит электронов) связь между внешней и внутренней сферами осуществляется за счет трехцентровых связей. Таким образом, эти соединения являются смешанными гидридами. В гидридоборатах же щелочных и щелочноземельных металлов (низкие энергии ионизации) дефицит электронов устраняется за счет перехода электронов атома металла к радикалу BH_4, т. е. в этом случае связь между внешней и внутренней сферами становится преимущественно ионной:



$Be[BH_4]_2$



$Li[BH_4]$

Наибольшее значение имеет $Na[BH_4]$ — белое кристаллическое вещество. Эта соль вполне устойчива, ее можно перекристаллизовать из водного раствора. В отличие от ионных ковалентные гидридобораты (смешанные гидриды) так же реакционноспособны, как и гидриды бора, например взрывают на воздухе.

Гидридобораты—сильные восстановители. Они широко используются для проведения различных синтезов, применяются как исходные вещества для получения различных гидридов и в особенности диборана:

$$3NaBH_4 + 4BF_3 = 2B_2H_6 + 3NaBF_4$$

Эту реакцию, протекающую в эфирной среде, можно рассматривать как реакцию вытеснения одним кислотным соединением (BF_3) другого—(BH_3)$_2$.

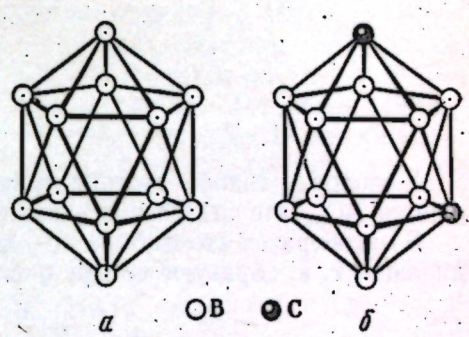


Рис. 183. Структура иона $B_{12}H_{12}^{2-}$ (*а*) и молекулы $B_{10}C_2H_{12}$ (*б*). Водородные атомы не указаны

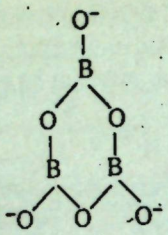
Кроме тетрагидридоборатов известны разнообразные гидридобораты более сложного состава и строения.

Известны гидридобораты щелочных металлов, содержащие сложные ионы, например $B_3H_8^-$, $B_{11}H_{14}^-$, $B_{10}H_{10}^{2-}$, $B_{12}H_{12}^{2-}$. Последний ион имеет вид икосаэдра с атомами бора в вершинах (рис. 183, *а*).

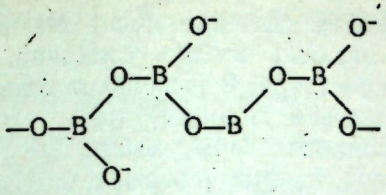
Весьма разнообразны также галогенозамещенные гидридоборатные анионы, например, типа $[B_{10}H_{10-n}Hal_n]^{2-}$ и $[B_{12}H_{12-n}Hal_n]^{2-}$ вплоть до $[B_{10}Hal_{10}]^{2-}$ и $[B_{12}Hal_{12}]^{2-}$ (где Hal = Cl, Br или I).

В последнее время химия бора обогатилась новым классом соединений — так называемыми *карборанами* (*бороуглеродами*). Один из представителей карборанов имеет состав $B_{10}C_2H_{12}$ (*барен*). Это кристаллическое вещество (т. пл. 300°С); его молекула имеет структуру икосаэдра, в котором атомы углерода аналогичны атомам бора и принимают участие в трехцентровых связях с ближайшими атомами бора (рис. 183, *б*). Барен растворим в органических растворителях. Бареновое ядро очень устойчиво по отношению к окислителям, щелочам. Атомы водорода, наоборот, легко замещаются. На основе карборанов получены многочисленные производные, в том числе карборановые полимеры. Многие из них обладают ценными физико-химическими и физико-механическими свойствами (высокая термическая стабильность, механическая прочность, высокие диэлектрические свойства и пр.). Химия карборанов в настоящее время интенсивно изучается.

Оксоборатные комплексы подобно оксиду бора в большинстве своем полимерны. В качестве простейших представителей можно назвать циклический метаборатный анион $(BO_2)_3^{3-}$ (в кристаллах KBO_2, $NaBO_2$) и полиметаборатный анион $(BO_2^-)_n$ в виде плоской зигзагообразной бесконечной цепи (в кристаллах $Ca(BO_2)_2$, $LiBO_2$):



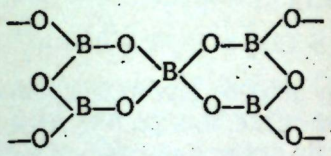
$(BO_2)_3^{3-}$



$(BO_2)_n^{n-}$

Указанные анионы состоят из плоских треугольных структурных единиц BO_3, что отвечает sp^2-гибридному состоянию атомов бора.

В оксоборатах атомы бора находятся также в состоянии sp^3-гибридизации, т. е. образуют четыре σ-связи:



Способы сочетания треугольных BO_3, тетраэдрических BO_4, а также треугольных и тетраэдрических структурных единиц между собой весьма разнообразны. В гидратированных оксоборатах вокруг атомов бора координируются также ОН-группы. Все это объясняет очень большое разнообразие составов и структур оксоборатов. О разнообразии составов безводных оксоборатов можно судить, например, по диаграмме плавкости системы Na_2O — B_2O_3 (рис. 184).

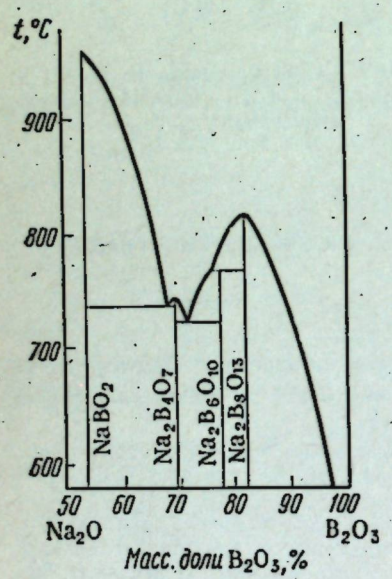
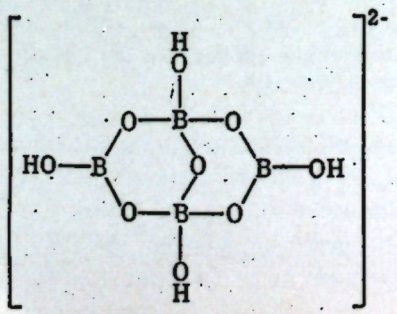


Рис. 184. Диаграмма плавкости системы Na_2O—B_2O_3

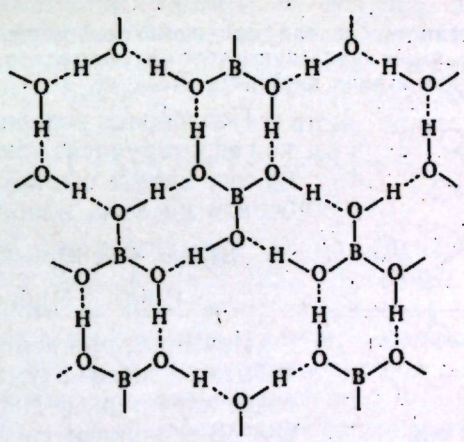
Большинство оксоборатов в воде не растворяется. Исключение составляют бораты s-элементов I группы. Более других используется тетраборат натрия $Na_2B_4O_7$.

Кристаллы буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ или $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$ состоят из анионов $[B_4O_5(OH)_4]^{2-}$



объединенных в цепи посредством водородных связей. Между цепями находятся ионы Na^+ и молекулы H_2O, которые в свою очередь связывают их между собой как за счет электростатических сил, так и через водородные связи.

Оксобораты водорода — белые кристаллические вещества. Ортоборат водорода (в растворе *ортоборная* кислота) имеет слоистую решетку, в которой молекулы H_3BO_3 связаны в плоские слои за счет водородных связей, а сами слои соединены друг с другом (на расстоянии 0,318 нм) межмолекулярными силами. Поэтому в твердом состоянии H_3BO_3 — чешуйки, жирные на ощупь. Структура одного слоя кристалла H_3BO_3 показана ниже:



Оксоборат водорода сравнительно мало растворим в воде. Ортоборная кислота — очень слабая, одноосновная. В отличие от обычных кислот ее кислотные свойства обязаны не отщеплению протона, а присоединению OH^--ионов:

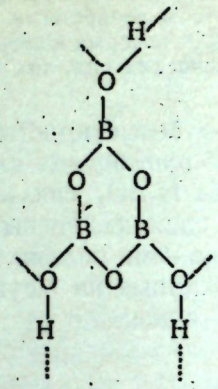
$$B(OH)_3 + HOH \rightleftarrows [B(OH)_4]^- + H^+, \qquad pK = 9{,}0.$$

Ортоборную кислоту получают гидролизом галидов, боранов и др.

При нагревании ортоборат водорода теряет воду, переходя в полимерные метабораты водорода HBO_2, а затем в B_2O_3:

$$H_3BO_3 \underset{H_2O}{\overset{\text{нагревание}}{\rightleftharpoons}} HBO_2 \underset{H_2O}{\overset{\text{нагревание}}{\rightleftharpoons}} B_2O_3$$

Одна из модификаций HBO_2 (т. пл. 176°С) содержит циклические структурные единицы $(HBO_2)_3$, которые объединяются в плоские слои за счет водородных связей:



Термодинамически стабильная при комнатной температуре модификация HBO_2 (т. пл. 236°C) имеет каркасную структуру, атомы бора находятся в тетраэдрическом окружении атомов кислорода BO_4 (рис. 185).

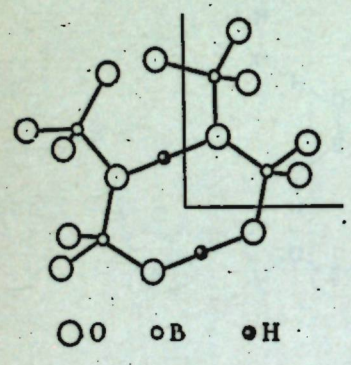


Рис. 185. Фрагмент структуры HBO_2

Полибораты водорода в растворе легко гидратируются, поэтому при действии на них кислот обычно выделяется ортоборная кислота, например:

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2B_4O_7$$

$$H_2B_4O_7 + 5H_2O = 4H_3BO_3$$

Наоборот, при нейтрализации H_3BO_3 избытком щелочи (т. е. при выделении воды) характерные для бора связи B — O — B возникают снова и опять образуются полибораты, выделяющиеся из растворов в виде кристаллогидратов, например:

$$4H_3BO_3 + 2NaOH + 3H_2O = Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$$

Безводные оксобораты получают сплавлением B_2O_3 или H_3BO_3 с оксидами металлов:

$$CaO + B_2O_3 = Ca(BO_2)_2$$

Подобно силикатам (IV) и фосфатам (V) полибораты легко переходят в стеклообразное состояние.

Так, при прокаливании буры совместно с солями некоторых металлов образуются двойные высокомолекулярные полиметаборатные — стекла, часто окрашенные в характерные цвета, например: $NaBO_2 \cdot Cr(BO_2)_3$ — зеленый, $2NaBO_2 \cdot Co(BO_2)_2$ — синий:

$$Na_2B_4O_7 + CoO = 2NaBO_2 \cdot Co(BO_2)_2$$

На свойстве буры растворять оксиды металлов основано применение ее для образования эмалей, при пайке металлов, в аналитической практике для открытия ряда *d*-элементов.

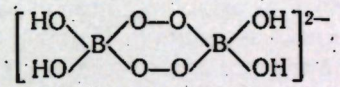
Добавка $Na_2B_4O_7$ или H_3BO_3 (до 3—12% B_2O_3) придает силикатному стеклу повышенную термическую и химическую стойкость. Боросиликатные стекла: *пирекс* — 81% SiO_2, 2% $(Al_2O_3 + Fe_2O_3)$, 12% B_2O_3, 0,5% CaO, 4, 5% Na_2O; *иенское* — 76% SiO_2, 5% $(Al_2O_3 + Fe_2O_3)$, 7% B_2O_3, 1% CaO, 4% BaO, 6% Na_2O, 1% K_2O и др. — широко применяются для изготовления химической посуды, трубопроводов в химических производствах и т. д. В боросиликатных стеклах имеются группы BO_3 и BO_4, включенные в силикатную решетку.

Сульфидобораты (III) получаются при сплавлении сульфидов металлов с сульфидом бора B_2S_3. Сульфидобораты водорода (тиоборные кислоты) неустойчивы, в водных растворах легко разлагаются:

$$Ca(BS_2)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HBS_2$$

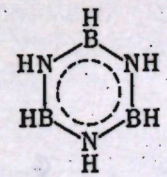
$$HBS_2 + 3H_2O = H_3BO_3 + 2H_2S$$

Весьма разнообразны пероксобораты. В качестве простейших представителей можно указать на NH_4BO_3, KBO_3, NaH_2BO_6, $NaBO_3 \cdot 4H_2O$. Строение пероксоборатов изучено недостаточно. В некоторых из них (например, $NaBO_3 \cdot 4H_2O$) в кристаллах обнаружены анионы $[B_2(O_2)_2(OH)_4]^{2-}$ с двумя мостиковыми пероксогруппами, связывающими тетраэдрические атомы бора:



Пербораты получают действием H_2O_2 на бораты или действием пероксидов щелочных металлов на H_3BO_3. Пербораты — сильные окислители. Используются в качестве отбеливающих средств в моющих порошках, так как при гидролизе образуют перекись водорода.

В последнее время большое внимание привлекают бороорганические соединения, в частности содержащие цепи B — O — B, B — N — —B, B — P — B, B — S — B, обрамленные органическими радикалами. Особый интерес представляют производные *боразола* $B_3N_3H_6$:

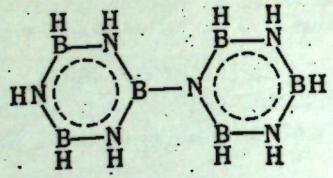


Боразол — бесцветная жидкость (т. пл. —58°C и т. кип. 55°C). По структуре и ряду свойств близок к бензолу и потому его образно называют «неорганическим бензолом».

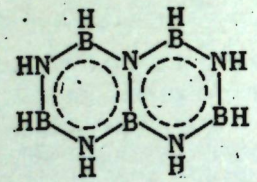
Наличие, как и в бензоле, нелокализованной π-связи объясняет уменьшение межъядерного расстояния d_{BN} в боразоле до 0,144 нм по сравнению с нормальной длиной связи B—N 0,154 нм. Распределение электронной плотности отвечает эффективным зарядам $N^{\delta-}$—$B^{\delta+}$ и разной полярности связей $N^{\delta-}$—$H^{\delta+}$ и $B^{\delta+}$—$H^{\delta-}$. Реакционная способность боразола выше, чем бензола. Боразол разлагается при нагревании на воздухе, в воде и при действии кислот. Его можно получить нагреванием тетрагидридобората лития и хлорида аммония:

$$3LiBH_4 + NH_4Cl = B_3N_3H_6 + 3LiCl + 9H_2$$

Среди продуктов превращения боразола выделены аналог дифенила:



и аналог нафталина:



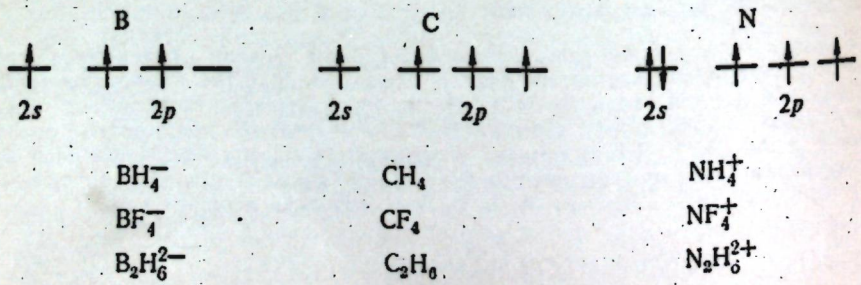
Боразол и его производные представляют как теоретический, так и практический интерес. Имеются, например, маслостойкие и термостойкие бороорганические соединения. Производные боразола могут применяться также в качестве ракетного топлива.

Как видно из изложенного, соединения бора с азотом во многом напоминают соединения углерода. Эту аналогию мы наблюдали на примерах двух модификаций нитрида бора (графито- и алмазоподобного), боразола и его производных. Ее можно проиллюстрировать также следующими примерами:

$H_3C—CH_3$ этан	$H_2C=CH_2$ этилен	$HC\equiv CH$ ацетилен
$H_3N—BH_3$ боразан	$H_2N=BH_2$ боразен	$HN\equiv BN$ боразин

Во всех этих соединениях четырехвалентные атомы бора и азота имитируют структуру атома углерода; четвертая связь B — N возникает за счет использования sp^3-гибридной несвязывающей электронной пары азота и свободной sp^3-гибридной орбитали атома бора.

В относительно простых производных атомы бора и азота имитируют структуру атома углерода за счет образования соответственно анионных и катионных комплексов, изоэлектронных соответствующим соединениям углерода. Например:



§ 2. Алюминий

Атом алюминия ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$) больше по размеру, чем атом бора, и обладает меньшей энергией ионизации. Следовательно, неметаллические признаки химического элемента алюминия выражены в меньшей степени, чем химического элемента бора. Для алюминия, как и для бора, наиболее характерна степень окисления +3. Отрицательная поляризация атомов алюминия проявляется еще реже. Для алюминия (III) наиболее характерны координационные числа 6 и 4.

Координационное число Al (III)	Пространственное расположение лигандов	Примеры соединений
4	тетраэдрическое	$AlCl_4^-$, AlH_4^-, Al_2Hal_6, алюмосиликаты
6	октаэдрическое	Al_2O_3, AlF_6^{3-}, AlF_3, $AlCl_3$(к), $[Al(OH_2)_6]^{3+}$, $[Al(OH)_4(OH_2)_2]^-$

Алюминий — типичный амфотерный элемент, в отличие от бора для него типичны не только анионные, но и катионные комплексы.

По распространенности на Земле (6,6 мол. доли, %) алюминий занимает четвертое место (после O, H, Si), состоит из одного стабильного изотопа ^{27}Al. Основная масса алюминия сосредоточена в *алюмосиликатах*. Из других минералов наибольшее промышленное значение имеют *боксит* $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ и *криолит* Na_3AlF_6. Распространенным продуктом разрушения горных пород является *каолин*, состоящий в основном из глинистого минерала *каолинита* $Al_4[Si_4O_{10}](OH)_8$ ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$).

Простое вещество. В виде простого вещества алюминий — серебристо-белый металл (т. пл. 660°C, т. кип. ~ 2500°C). Кристаллизуется в гранецентрированной кубической решетке. Обладает высокой электрической проводностью и теплопроводностью, исключительно пластичен.

Алюминий химически активен; даже в обычных условиях покрывается очень прочной тончайшей (0,00001 мм) оксидной пленкой. Последняя несколько ослабляет металлический блеск алюминия и определяет его довольно высокую коррозионную стойкость. Так, алюминий горит в кислороде лишь при высокой температуре и притом в мелкораздробленном состоянии. Взаимодействие сопровождается большим выделением тепла ($\Delta H_f^0 = -1650$ кДж/моль Al_2O_3). Подобным же образом протекает взаимодействие алюминия с серой. С хлором и бромом он реагирует при обычной температуре, а с иодом — при нагревании или в присутствии воды как катализатора. При сильном нагревании реагирует с азотом (800°C) и углеродом (2000°C). С водородом непосредственно не взаимодействует.

Вследствие высокого сродства к кислороду ($\Delta G^0_f = -1582$ кДж/моль Al_2O_3) алюминий активно восстанавливает многие металлы из оксидов (*алюмотермия*). При этом реакция обычно сопровождается выделением большого количества тепла и повышением температуры до 1200—3000°С. Алюмотермия применяется в производстве марганца, хрома, ванадия, вольфрама, ферросплавов.

О высокой химической (восстановительной) активности алюминия свидетельствуют также значения его стандартного электродного потенциала в кислой и щелочной среде:

$$Al^{3+} + 3e^- = Al, \quad E^0_{298} = -1{,}66 \text{ В}.$$

$$AlO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Al + 4OH^-, \quad E^0_{298} = -2{,}35 \text{ В}.$$

Будучи амфотерным, алюминий растворяется в растворах кислот и щелочей, образуя соответственно катионные и анионные комплексы:

$$2Al + 6OH_3^+ + 6H_2O = 3H_2 + 2[Al(OH_2)_6]^{3+}$$

$$2Al + 6H_2O + 6OH^- = 3H_2 + 2[Al(OH)_6]^{3-}$$

Как в том, так и в другом случае окисление алюминия сопровождается выделением водорода. Если механическим путем или амальгамированием снять предохраняющее действие оксидной пленки, то алюминий энергично взаимодействует с водой:

$$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2$$

Вследствие образования защитной пленки алюминий устойчив в очень разбавленной HNO_3 и концентрированных растворах HNO_3 и H_2SO_4 на холоду. Склонность к пассивированию позволяет повысить коррозионную стойкость алюминия обработкой его поверхности соответствующими окислителями (конц. HNO_3, $K_2Cr_2O_7$) или анодным окислением. При этом толщина защитной пленки возрастает. Устойчивость алюминия позволяет использовать его для изготовления емкостей для хранения и транспортировки азотной кислоты.

По применению алюминий занимает одно из первых мест среди металлов. Из него изготовляется химическая аппаратура, электрические провода, конденсаторы и др. Алюминиевая фольга (толщиной 0,005 мм) применяется в пищевой и фармацевтической промышленности для упаковки продуктов и препаратов. Основная масса алюминия используется для получения легких сплавов — *дюралюмина* (94% Al, 4% Cu, по 0,5% Mg, Mn, Fe и Si), *силумина* (85—90% Al, 10—14% Si, 0,1% Na) и др. Сплавы алюминия широко используются в автомобилестроении, судостроении, авиационной технике и пр. Алюминий применяется, кроме того, как легирующая добавка ко многим сплавам для придания им жаростойкости. Соединения алюминия с *d*-элементами — *алюминиды* и их сплавы используются в качестве жаропрочных (до 1200°С) материалов (NiAl, Ni_3Al, CoAl, Ti_3Al, TiAl и др.).

В промышленности алюминий получают электролизом раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6. Концентрации Na_3AlF_6 (92—94%) и Al_2O_3 в смеси отвечают эвтектическому состоянию (рис. 186). Это позволяет вести процесс электролиза при сравнительно низкой температуре (800—1000°С). На корпусе электролизера, который служит катодом, выделяется жидкий алюминий. На угольном аноде выделяется кислород, который взаимодействует с углем. Поскольку расплав имеет сравнительно низкую плотность, алюминий погружается на дно электролизера.

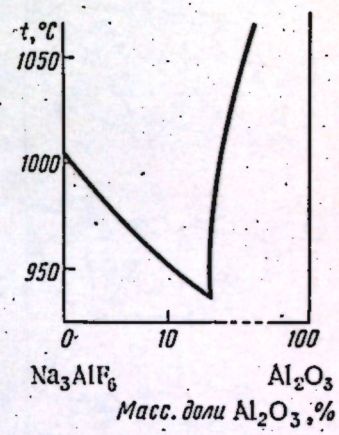


Рис. 186. Фрагмент диаграммы плавкости системы Na_3AlF_6—Al_2O_3

Соединения алюминия (III). Бинарные соединения алюминия в обычных условиях полимерны и представляют собой твердые вещества белого цвета.

Оксид алюминия известен в виде нескольких модификаций. Наиболее устойчивой кристаллической формой является α-Al_2O_3 (ромбоэдрическая решетка). В его кристаллах (см. рис. 72) проявляется октаэдро-тетраэдрическая координация атомов (к. ч. Al 6, к. ч. O 4). Эта модификация встречается в земной коре в виде минерала *корунда*, который часто содержит примеси, придающие ему окраску. Прозрачные окрашенные кристаллы корунда — рубин (красный — примесь Cr^{+3}) и сапфир (синий — примесь Ti^{+4}, Fe^{+2}, Fe^{+3}) — драгоценные камни. Их получают также и искусственно.

Высокая прочность связи Al — O — Al, плотная кристаллическая структура предопределяют большую энтальпию образования, высокую температуру плавления (порядка 2050°С), твердость и огнеупорность оксида алюминия. Так, корунд по твердости уступает лишь алмазу (а также карборунду и эльбору) и применяется в качестве абразивного материала в виде корундовых кругов и наждака. В качестве абразивного и огнеупорного материала широко используется также искусственно получаемый из бокситов сильно прокаленный Al_2O_3, называемый *алундом*. Благодаря высокой твердости искусственно получаемые монокристаллы корунда (в частности, рубины) используют как опорные камни в точных механизмах. В последнее время искусственные рубины используют в качестве квантовых генераторов (лазеры).

Кристаллические модификации Al_2O_3 химически очень стойки, не взаимодействуют с водой и кислотами. Щелочами разрушаются лишь при длительном нагревании.

Основная область применения Al_2O_3 — производство металлического алюминия. Используемый для этих целей *глинозем* получают из бокситов и комплексной переработкой нефелина.

Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ — полимерное соединение. Так, природный гидроксид (минерал *гидраргилит*) имеет слоистую кристаллическую решетку (рис. 187). Слои состоят из октаэдров $Al(OH)_6$; между слоями действует водородная связь. Получаемый по обменной реакции гидроксид — студенистый белый осадок. Состав и структура осадка существенно зависят от условий получения и хранения. Обычно приводимое уравнение реакции получения гидроксида

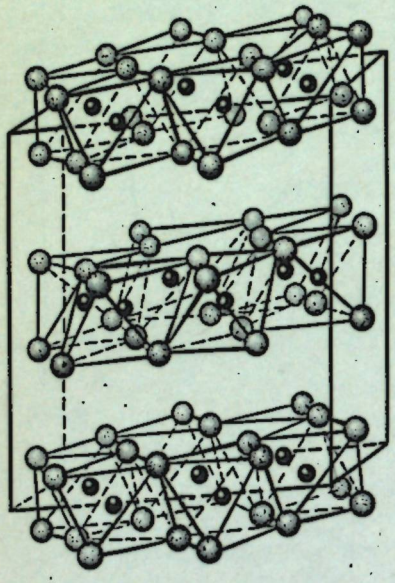


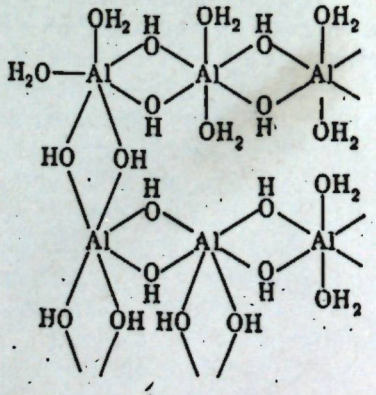
Рис. 187. Структура гидраргиллита $Al(OH)_3$

$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$$

не раскрывает всей сложности механизма его образования. Получение гидроксида можно представить в виде следующей схемы. При действии щелочей ионами OH^- постепенно замещаются в аквокомплексах $[Al(OH_2)_6]^{3+}$ молекулы воды:

$$[Al(OH_2)_6]^{3+} + OH^- =$$
$$= [Al(OH)(OH_2)_5]^{2+} + H_2O$$
$$[Al(OH)(OH_2)_5]^{2+} + OH^- =$$
$$= [Al(OH)_2(OH_2)_4]^{+} + H_2O$$
$$[Al(OH)_2(OH_2)_4]^{+} + OH^- =$$
$$= [Al(OH)_3(OH_2)_3]^{0} + H_2O$$

Одновременно происходит полимеризация с образованием многоядерных комплексов и в конечном итоге — выпадение осадка переменного состава $Al_2O_3 \cdot nH_2O$:



При стоянии осадок постепенно (с выделением воды) переходит в кристаллический $Al(OH)_3$ и теряет свою активность — «стареет». Кристаллический $Al(OH)_3$ получают при пропускании CO_2 в щелочной раствор алюмината.

При прокаливании $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ постепенно теряет воду, превращаясь в оксоловые производные и в конечном счете в Al_2O_3. Механизм дегидратации достаточно сложен, и получаемые промежуточные продукты в зависимости от исходного вещества и условий обезвоживания имеют различные свойства. Некоторые из них химически активны (преобладание OH-мостиков) и легко растворяются в кислотах и щелочах, другие — химически неактивны (OH-группы замещены на атомы O) и взаимодействуют лишь при сплавлении со щелочами. Одна из форм дегидратированного гидроксида — *алюмогель* используется в технике, как и силикагель, в качестве адсорбента.

Гидроксид алюминия — типичное амфотерное соединение; свежеполученный продукт легко растворяется и в кислотах, и в щелочах. При этом разрушается высокомолекулярный гидроксид. В зависимости от среды образуются комплексные либо катионы, либо анионы:

$$[Al(OH_2)_6]^{3+} \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftharpoons}} Al(OH)_3 \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftharpoons}} [Al(OH)_6]^{3-}$$

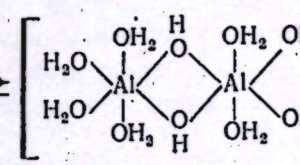
Из кислых растворов выделяются кристаллогидраты соответствующих солей алюминия. Например, $AlCl_3 \cdot 6H_2O$, $Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$, $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$, $M^{+1}Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (квасцы). Соли алюминия и кислородсодержащих кислот растворимы в воде. Нерастворим $AlPO_4$, имеющий координационную структуру типа SiO_2.

В растворах соли алюминия гидролизуются. Начальные стадии гидролиза можно описать уравнениями

$$[Al(OH_2)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Al(OH)(OH_2)_5]^{2+} + OH_3^+, \quad K = 1{,}12 \cdot 10^{-5}$$

$$[Al(OH)(OH_2)_5]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Al(OH)_2(OH_2)_4]^{+} + OH_3^+$$

$$2[Al(OH_2)_6]^{3+} + 2H_2O \rightleftarrows$$



$$+ 2OH_3^+$$

Вследствие гидролиза сульфид, карбонат, цианид и некоторые другие соли алюминия из водных растворов получить не удается.

Из солей алюминия широкое применение имеют его сульфат и квасцы, используемые в бумажной промышленности для проклейки бумаги писчих сортов, в кожевенной — для дубления кожи, в текстильной при крашении тканей и т. д.

При кристаллизации из щелочных растворов некоторые алюминаты сохраняют состав гидроксосоединений (например, $Ca_3[Al(OH)_6I_2]$), а другие подвергаются частичной дегидратации (например, $K[Al(OH)_4]$).

Сплавляя $Al(OH)_3$ или Al_2O_3 со щелочами, получают высокомолекулярные метаоксоалюминаты. Их состав весьма разнообразен, о чем свидетельствует, например, рис. 188. В воде оксоалюминаты щелочных металлов легко гидролизуются, вплоть до выделения $Al(OH)_3$.

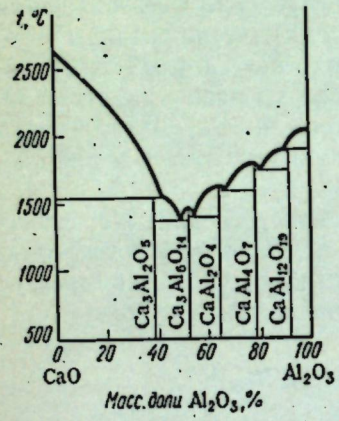


Рис. 188. Диаграмма плавкости системы $CaO—Al_2O_3$

Как и в оксиде алюминия, структурной единицей метаоксоалюминатов является октаэдр AlO_6. К метаалюминатам можно отнести некоторые смешанные оксиды, например минерал *шпинель* $MgAl_2O_4$ (см. с. 259) и аналогичные ему по составу и структуре алюминаты типа $M^{+2}Al_2O_4$ или $M^{+2}(AlO_2)_2$ (M = Be, Zn, Fe, Mn).

Способность алюминия давать анионные комплексы определяет нахождение алюминия в природе в виде алюмосиликатов. В них алюминий играет такую же роль, как кремний; оба эти элемента образуют смешанное соединение алюминат-силикат. Алюмосиликаты можно рассматривать как силикаты, в которых часть кремнекислородных тетраэдров SiO_4^{4-} заменена на алюмокислородные тетраэдры AlO_4^{5-}. Так, частичное замещение атомов Si на атомы Al в SiO_2 (или Si_4O_8) дает алюмосиликатные ионы типа $[AlSi_3O_8]^-$, $[Al_2Si_2O_8]^{2-}$. При замене атомов Si в ионах силикатов слоистой структуры $Si_2O_5^{2-}$ (или $Si_4O_{10}^{4-}$) атомами Al образуются слоистые алюмосиликатные ионы, например, типа $[AlSi_3O_{10}]^{5-}$.

Из алюмосиликатов наиболее распространены *полевые шпаты*. Главные их представители — минералы *ортоклаз* $K[AlSi_3O_{10}]$, *альбит* $Na[AlSi_3O_{10}]$ и *анортит* $Ca[Al_2Si_2O_{10}]$. Очень распространены минералы группы *слюд*, например *мусковит* $KAl_2[AlSi_3O_{10}](OH)_2$, большое практическое значение имеет минерал *нефелин* $(Na, K)_2[Al_2Si_2O_8]$.

Нефелин используется для получения глинозема, содовых продуктов и цемента. Это производство складывается из следующих операций:

а) нефелин и известняк спекают в трубчатых печах при 1200°C:

$$(Na, K)Al_2Si_2O_8 + 2CaCO_3 = 2CaSiO_3 + NaAlO_2 + KAlO_2 + 2CO_2\uparrow$$

б) образовавшуюся массу выщелачивают водой — образуется раствор алюминатов натрия и калия и шлам $CaSiO_3$:

$$NaAlO_2 + KAlO_2 + 4H_2O = Na[Al(OH)_4] + K[Al(OH)_4]$$

в) через раствор алюминатов пропускают образовавшийся при спекании CO_2:

$$Na[Al(OH)_4] + K[Al(OH)_4] + 2CO_2 = NaHCO_3 + KHCO_3 + 2Al(OH)_3$$

г) нагреванием $Al(OH)_3$ получают глинозем:

$$2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$$

д) выпариванием маточного раствора выделяют соду и поташ, а ранее полученный шлам $CaSiO_3$ идет на производство цемента.

При производстве 1 т Al_2O_3 получают 1 т содопродуктов и 7,5 т цемента. Таким образом, комплексная переработка дешевого нефелина с помощью дешевого известняка дает возможность получить такие ценные продукты, как глинозем, сода (поташ) и цемент. За разработку этого метода группе ученых и инженеров в 1957 г. была присуждена Ленинская премия.

Из алюмосиликатов большой интерес представляют *цеолиты*. Их состав выражают формулой $M_xЭ_yO_{2y} \cdot nH_2O$, где M — Ca, Na (реже Ba, Sr, K), Э — Si и Al в переменном соотношении. На рис. 189 приведена модель одного из искусственных цеолитов. Кремнекислородные и алюмокислородные тетраэдры объединены в полиэдры, которые соединены друг с другом через атомы кислорода. Благодаря такому строению в кристаллах цеолитов имеются свободные полости определенных размеров.

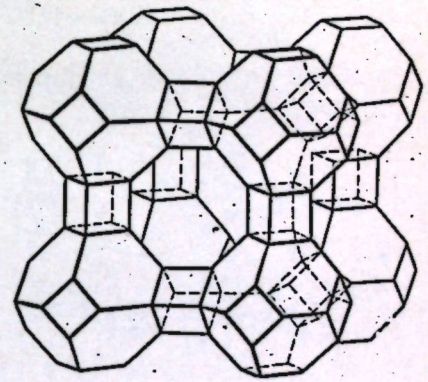


Рис. 189. Структура цеолита

В этих полостях располагаются ионы M^+ и M^{2+}, компенсирующие отрицательный заряд алюмокремнекислородных тетраэдров, и в них могут внедряться молекулы воды. Содержание воды зависит от давления водяного пара. Цеолиты способны обменивать воду на другие вещества (спирт, аммиак и т. д.). При осторожном нагревании вода постепенно удаляется, и даже полное обезвоживание не приводит к разрушению кристаллической решетки цеолита.

Ряд искусственных цеолитов используется в качестве так называемых *молекулярных сит*. Молекулярные сита поглощают вещества, молекулы которых могут войти в их полости (диаметром 0,3—1,3 нм). Например, одно из молекулярных сит (с диаметром отверстия 0,35 нм) может поглотить молекулы H_2, O_2, N_2, но практически не поглощает более крупные молекулы типа CH_4 или атомы Ar. Молекулярные сита используются для разделения углеводородов, осушки газов и жидкостей.

В цеолитах одни катионы могут замещаться другими. На этом свойстве основано применение цеолитов в качестве ионообменников (катионитов). Цеолиты с внедренными в них ионами ряда *d*-элементов являются катализаторами.

Сульфид алюминия Al_2S_3 получают непосредственным взаимодействием простых веществ при температуре красного каления. Это кристаллическое вещество (т. пл. 1100°C), полностью гидролизующееся даже следами влаги в воздухе. При сплавлении Al_2S_3 с основными сульфидами образуются полимерные сульфидоалюминаты состава

$^{+1}MAlS_2$ и $^{+2}M(AlS_2)_2$. Они малоустойчивы, в водных растворах легко разлагаются.

Галиды алюминия $AlHal_3$ в обычных условиях — бесцветные кристаллические вещества. Их можно получить прямым взаимодействием простых веществ. Основной способ получения AlF_3 основан на действии безводного HF на Al_2O_3 или Al:

$$Al_2O_3 + 6HF = 2AlF_3 + 3H_2O$$

а получение $AlCl_3$ — на хлорировании Al_2O_3 в присутствии угля (при 500—550°C).

	AlF_3	$AlCl_3$	$AlBr_3$	AlI_3
Т. пл., °C	1290	193	97,5	179,5
Т. кип., °C	1291 (возг.)	180 (возг.)	255	381
Пл., г/см³	3,1	2,5	3,2	4,0
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль	—1490	—699	—526	—320
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль	—1418	—636	—490	—305

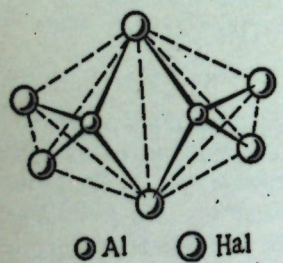


Рис. 190. Строение молекулы Al_2Hal_6

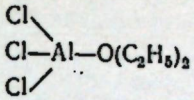
Фторид алюминия резко отличается по свойствам от остальных его галидов. Имеет координационную решетку типа ReO_3 (см. рис. 71), тугоплавок, не растворяется в воде, химически неактивен. Хлорид имеет слоистую решетку, а кристаллы $AlBr_3$ и AlI_3 состоят из димерных молекул Al_2Hal_6 (рис. 190).

Поэтому они легкоплавки, заметно летучи при обычной температуре. Очень гигроскопичны и на воздухе расплываются. Хорошо растворяются не только в воде, но и во многих органических растворителях.

В парообразном состоянии и в некоторых органических растворителях $AlCl_3$, $AlBr_3$ и AlI_3 находятся в виде димерных молекул Al_2Hal_6, имеющих конфигурацию сдвоенных тетраэдров с общим ребром (рис. 190). Простые молекулы $AlHal_3$ существуют только при высокой температуре, например Al_2Cl_6 диссоциирует на молекулы $AlCl_3$ при 700°C.

В отличие от типичных солей галиды алюминия (кроме AlF_3) — весьма реакционноспособные вещества. Взаимодействие $AlHal_3$ с водой сопровождается значительным выделением тепла. При этом они сильно гидролизуются, но в отличие от типичных кислотных галидов неметаллов их гидролиз неполный и обратимый.

Подобно $BHal_3$ тригалиды алюминия (кроме AlF_3) — сильные акцепторы электронных пар — присоединяют молекулы-доноры, например:



Склонность к комплексообразованию у $AlHal_3$ проявляется в отношении к H_2O, H_3N, PCl_5, $POCl_3$ и ряду органических соединений. С этой способностью связано применение $AlCl_3$ в качестве катализатора в органическом синтезе.

С основными галидами $AlHal_3$ легко образуют галогеноалюминаты типа $^{+1}M_3AlF_6$, $^{+1}M_2AlF_5$ и $^{+1}MAlHal_4$. Из них наиболее устойчив гексафтороалюминат натрия Na_3AlF_6 (*криолит*). Его кристаллы островного типа образованы ионами Na^+ и AlF_6^{3-} (рис. 191). Фтороалюминаты состава $^{+1}M_2AlF_5$ и $^{+1}MAlF_4$ образованы полимерными фтороалюминатными комплексами. Так, в кристалле Tl_2AlF_5 октаэдры AlF_6 за счет двух своих вершин (атомов F) объединены в бесконечные цепи состава AlF_5^{2-}, а в $KAlF_4$ октаэдры AlF_6 за счет четырех вершин образуют бесконечный анион AlF_4^- в виде сетки:

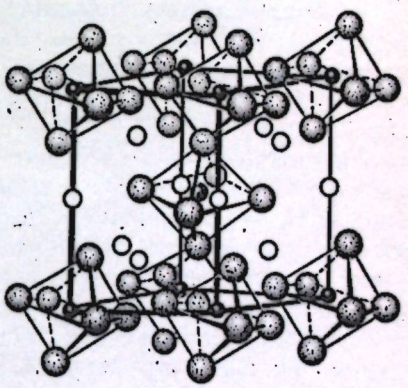
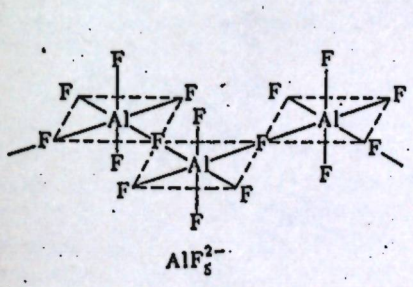
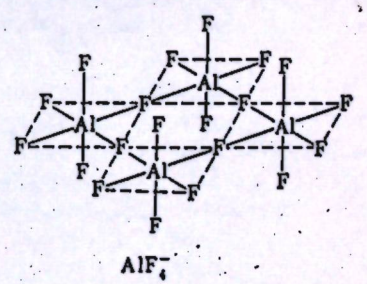


Рис. 191. Структура криолита Na_3AlF_6





Объединение же октаэдров AlF_6 за счет всех шести вершин создает координационную кристаллическую решетку AlF_3 (см. выше).

Фтороалюминаты щелочных металлов в воде растворяются с трудом. Наибольшее применение (для получения Al, F_2, эмалей, стекла и пр.) имеет Na_3AlF_6. Промышленное производство искусственного криолита основано на обработке гидроксида алюминия плавиковой кислотой и содой:

$$2Al(OH)_3 + 12HF + 3Na_2CO_3 = 2Na_3AlF_6 + 3CO_2 + 9H_2O$$

В хлоро-, бромо- и иодоалюминатах координационное число Al равно четырем. Получаются они при сплавлении тригалидов алюминия с галидами соответствующих металлов (см. рис. 133). Производные щелочных металлов, например $Na[AlCl_4]$ (т. пл. 156°C), $Cs([AlCl_4]$ (т. пл. 377°C), являются солями. В противоположность фторалюминатным ионам ионы $[AlCl_4]^-$, $[AlBr_4]^-$ и $[AlI_4]^-$ легко гидролизуются, поэтому соответствующие соли в воде разлагаются.

Алюминий образует полимерный г и д р и д (*алан*) AlH_3, который получают косвенным путем, например действием $AlCl_3$ на эфирные растворы гидридоалюминатов:

$$3Li[AlH_4] + AlCl_3 = 4AlH_3 + 3LiCl$$

Гидрид алюминия $(AlH_3)_n$ — белый порошок, разлагающийся при температуре выше 105°C с выделением водорода. Подобно гидридам бора AlH_3 — соединение с дефицитом электронов. Предполагается, что он имеет сетчатое строение. Атомы алюминия находятся в октаэдрическом окружении атомов водорода и каждая пара соседних атомов алюминия связана двумя трехцентровыми двухэлектронными связями через атомы водорода сверху и снизу от плоскости сетки из атомов алюминия. Фрагмент структуры AlH_3 показан на рис. 192.

При взаимодействии эфирного раствора AlH_3 с основными гидридами образуются гидридоалюминаты:

$$LiH + AlH_3 = Li[AlH_4]$$

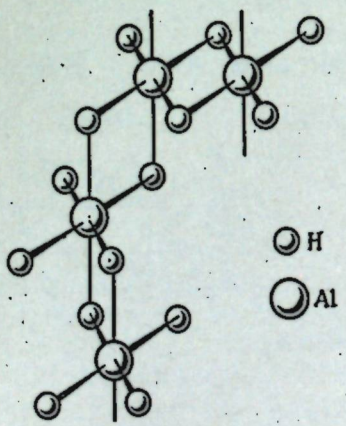


Рис. 192. Фрагмент структуры гидрида алюминия $(AlH_3)_n$

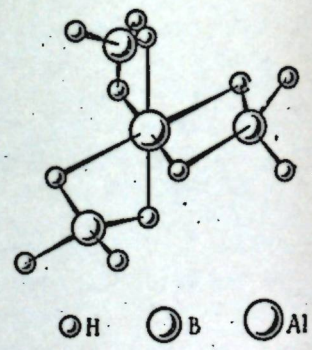


Рис. 193. Структура $Al(BH_4)_3$

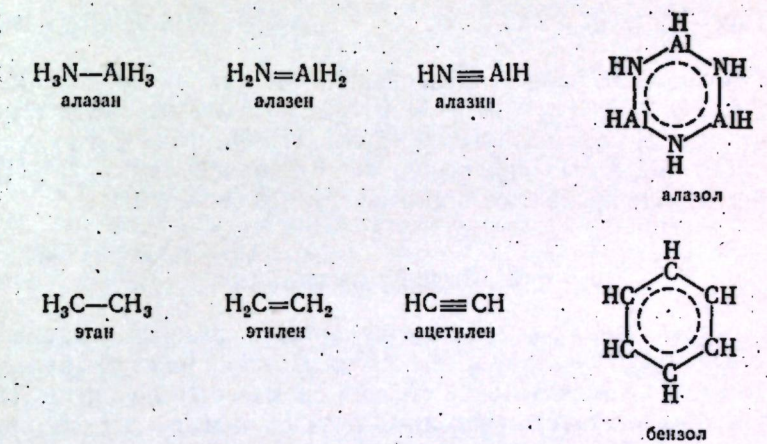
Гидридоалюминаты — белые твердые вещества. Их устойчивость заметно меньше однотипных гидридоборатов. Водой бурно разлагаются. Они — сильные восстановители. Применяются (в особенности $Li[AlH_4]$) в органическом синтезе.

В качестве смешанного гидрида бора-алюминия можно рассматривать гидридоборат алюминия $Al[BH_4]_3$ (т. пл. —64,5°C, т. кип. 44,5°C). Это соединение также с дефицитом электронов. Связь атомов бора и алюминия осуществляется через водород двумя трехцентровыми двухэлектронными связями (рис. 193). $Al[BH_4]_3$ можно получить по обменной реакции в эфирной среде:

$$3Na[BH_4] + AlCl_3 = Al[BH_4]_3 + 3NaCl$$

$Al[BH_4]_3$ — чрезвычайно реакционноспособен. Перспективен как ракетное топливо.

Для алюминия, как и для бора, известны соединения, которые по структуре аналогичны соответствующим соединениям углерода. Например:



Указанные производные алюминия менее устойчивы, чем однотипные соединения бора. Некоторые из них известны лишь при низких температурах в полимеризованном состоянии.

Приведенный обзор показывает, что по сравнению с бором у алюминия признаки металлического элемента заметно усиливаются. В частности, в отличие от кислотных соединений бора однотипные соединения алюминия (III) проявляют амфотерные свойства. Ослабление кислотных признаков однотипных производных алюминия (III) по сравнению с бором (III), а также у алюминия (III) по сравнению с кремнием (IV) можно проиллюстрировать на следующих примерах:

$CaO\ (к) + B_2O_3\ (к) = Ca(BO_2)_2\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -127$ кДж/моль;

$CaO\ (к) + Al_2O_3\ (к) = Ca(AlO_2)_2\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -28$ кДж/моль;

$CaO\ (к) + SiO_2\ (к) = CaSiO_3\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -91$ кДж/моль;

$NaOH\ (к) + H_3BO_3\ (к) = NaBO_2\ (к) + 2H_2O\ (ж)$, $\Delta G^0_{298} = -53$ кДж/моль;

$NaOH\ (к) + Al(OH)_3\ (к) = NaAlO_2\ (к) + 2H_2O\ (ж)$, $\Delta G^0_{298} = -23$ кДж/моль;

$NaF\ (к) + BF_3\ (г) = NaBF_4\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -100{,}3$ кДж/моль;

$NaF\ (к) + {}^1/_3\ AlF_3\ (к) = {}^1/_3\ Na_3AlF_6\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -30{,}9$ кДж/моль;

$NaF\ (к) + {}^1/_2\ SiF_4\ (к) = {}^1/_2\ Na_2SiF_6\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -50{,}99$ кДж/моль;

$NaF\ (к) + MgF_2\ (к) = NaMgF_3\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -13{,}96$ кДж/моль;

$KH\ (к) + {}^1/_2\ B_2H_6\ (г) = KBH_4\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -168{,}99$ кДж/моль;

$KH\ (к) + AlH_3\ (к) = KAlH_4\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -111{,}8$ кДж/моль;

$KCl\ (к) + MgCl_2\ (к) = KMgCl_3\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -16{,}3$ кДж/моль;

$KCl\ (к) + AlCl_3\ (к) = KAlCl_4\ (к)$, $\Delta G^0_{298} = -113{,}97$ кДж/моль.

Из значений ΔG приведенных реакций следует, что соединения алюминия (Al_2O_3, $Al(OH)_3$, AlF_3, AlH_3) имеют более основные свойства, чем однотипные соединения бора (B_2O_3, H_3BO_3, BF_3, B_2H_6) и кремния (SiO_2, SiF_4). По сравнению же с соединениями Mg (II) соединения Al(III) проявляют более кислотные свойства.

§ 3. Подгруппа галлия

Подгруппа галлия располагается в периодической системе непосредственно после семейств *d*-элементов. Поэтому на свойствах галлия и его аналогов в значительной степени сказывается *d*-сжатие. Так, от Al к Ga атомный радиус несколько уменьшается, а энергия ионизации возрастает. На свойствах таллия, кроме того, сказывается и *f*-сжатие. Поэтому от In к Tl размер атома и иона увеличивается незначительно, а энергия ионизации даже несколько возрастает. Остальные свойства элементов подгруппы галлия изменяются в той же последовательности, как и в других подгруппах *p*-элементов.

Как и в ранее рассмотренных подгруппах *p*-элементов, с увеличением порядкового номера участие s^2-электронов в образовании связей уменьшается. Особо инертна электронная пара $6s^2$. Поэтому если для галлия наиболее характерна степень окисления +3, то для таллия +1. Индий чаще всего проявляет степень окисления +3.

В земной коре Ga, In и Tl очень рассеяны. Самостоятельных минералов они практически не образуют, а входят в состав некоторых полиметаллических руд. Галлий часто сопутствует алюминию. Природные Ga, In и Tl состоят из изотопов: ^{69}Ga (60,5%) и ^{71}Ga (39,5%); ^{113}In (4;33%) и ^{115}In (95,67%) и ^{205}Tl (70,50%) и ^{203}Tl (29,50%).

Простые вещества. В виде простых веществ галлий, индий и таллий — легкоплавкие серебристо-белые металлы. Индий в отличие от других блестящих металлов наиболее равномерно отражает световые волны всех длин и поэтому применяется для изготовления зеркал. Важнейшие константы рассматриваемых металлов приведены ниже:

	Ga	In	Tl
Пл., г/см³	5,90	7,31	11,85
Т. пл., °C	29,78	156,4	304
Т. кип., °C	2205	2000	1475
$\Delta H^0_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	262,5	234,9	169,3
S^0_{298}, Дж/град·моль	41,1	57,82	64,18
Электрическая проводимость	2	12	5
E^0_{298}, В			
$Э^{3+} + 3e^- \rightarrow Э$	−0,53	−0,34	+0,72
$Э^{+} + 1e^- \rightarrow Э$	—	—	−0,34

Жидкий галлий весьма склонен к переохлаждению и долго не застывает. Из всех известных веществ галлий имеет самый большой температурный интервал существования жидкого состояния. Низкая температура плавления, высокая температура кипения и склонность к переохлаждению позволяют использовать Ga как жидкость в термометрах для измерения высоких температур.

Подобно алюминию галлий и индий на воздухе покрываются прочной оксидной пленкой и поэтому практически не изменяются. Таллий же медленно окисляется. При накаливании Ga, In и особенно Tl энергично соединяются с кислородом и серой. С хлором и бромом они взаимодействуют уже при обычной температуре, с иодом — при нагревании.

Кроме изготовления высококачественных зеркал, индий применяется в качестве электролитических покрытий для защиты других металлов от коррозии.

Рассматриваемые металлы расположены в ряду напряжений до водорода. Галлий и индий растворяются в разбавленных кислотах. В соответствии с устойчивой степенью окисления Tl при взаимодействии с кислотами образует производные Tl (I). Галлий в соляной кислоте пассивируется за счет образования нерастворимого в воде TlCl.

Галлий подобно алюминию растворяется в щелочах:

$$2Ga + 6H_2O + 6NaOH = 3H_2 + 2Na_3[Ga(OH)_6]$$

Индий и особенно таллий в отсутствие сильных окислителей к щелочам устойчив.

Металлические галлий и его аналоги получают при довольно сложной химической переработке полиметаллических руд. После многократной переработки и очистки из руд выделяют их оксиды или хлориды. Последние химическим или электрохимическим способом восстанавливают до металлов. Галлий и его аналоги легко сплавляются со многими металлами. При этом часто образуются эвтектические сплавы с низкими температурами плавления. Например, сплав 18,1% In с 41% Bi, 22,1% Pb, 10,6% Sn и 8,2% Cd плавится всего лишь при 47°C; сплав 90% Ga, 8% Sn и 2% Zn плавится даже при 19°C.

Соединения галлия (III), индия (III) и таллия (III). Подобно алюминию (III), для Ga (III), In (III) и Tl (III) наиболее характерны

координационные числа 6, реже 4. Так, модификации Ga_2O_3 по структуре аналогичны соответствующим модификациям Al_2O_3; в кристаллах In_2O_3 и Tl_2O_3 координационное число In и Tl также равно 6.

Непосредственным взаимодействием простых веществ могут образоваться белый Ga_2O_3 и желтый In_2O_3. Коричневый Tl_2O_3 образуется косвенным путем из соединений Tl (III) и окислением Tl_2O_3 озоном; при 100°C Tl_2O_3 начинает терять кислород. Об относительной устойчивости оксидов можно судить по величинам их энтальпий и энергий Гиббса образования:

	Ga_2O_3	In_2O_3	Tl_2O_3
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль . .	—1088	—927	—417
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—996	—837	—318

В воде оксиды практически нерастворимы. В соответствии с усилением основных свойств в ряду Ga_2O_3 — In_2O_3 — Tl_2O_3 возрастает растворимость в кислотах. Например, для реакций

$$Э_2O_3\ (т) + 6HCl\ (р) = ЭCl_3\ (р) + 3H_2O\ (ж)$$

изменение стандартной энергии Гиббса для Ga_2O_3, In_2O_3, Tl_2O_3 составляет соответственно +71 кДж/моль, —25 кДж/моль, —199 кДж/моль.

Гидроксиды $Э(OH)_3$ — нерастворимые в воде студенистые осадки неопределенного состава — получают аналогично $Al(OH)_3$. У $Ga(OH)_3$ (белого цвета) основная и кислотная функции проявляются примерно в одинаковой степени; у $In(OH)_3$ (белого цвета) основные свойства преобладают над кислотными, а у $Tl(OH)_3$ (красно-коричневого цвета) кислотная функция выражена очень слабо и практически не проявляется. Таким образом, в ряду $Ga(OH)_3$ — $In(OH)_3$ — $Tl(OH)_3$ (как и в ряду оксидов) отчетливо наблюдается усиление основных и ослабление кислотных признаков, что находится в соответствии с увеличением размеров атомов Э (III).

При растворении $Э(OH)_3$ и $Э_2O_3$ в кислотах образуются аквокомплексы, например:

$$Ga(OH)_3 + 3OH_3^+ = [Ga(OH_2)_6]^{3+}$$

Поэтому соединения Ga (III), In (III) и Tl (III) из водных растворов всегда выделяются в виде кристаллогидратов, например $ЭHal_3 \cdot 6H_2O$, $КЭ(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (квасцы). Аквокомплексы Ga (III) и In (III) бесцветны, а Tl (III) слабо-желтого цвета. Характер растворимости и гидролиза соединений Ga (III) и In (III) в общем такой же, как и соответствующих соединений алюминия.

При растворении $Э(OH)_3$ и $Э_2O_3$ в щелочах образуются соответственно гидроксогаллат- и гидроксоиндат-ионы, например:

$$In(OH)_3 + 3OH^- = [In(OH)_6]^{3-}$$

Из растворов обычно выделяются производные, отвечающие составу $M^{+1}[Э(OH)_4]$, $M^{+2}_3[Э(OH)_6]_2$. При сплавлении оксидов $Э_2O_3$ с основными оксидами образуются оксосоединения типа $M^{+1}ЭO_2$. Гидроксо- и оксогаллаты (индаты) по устойчивости, растворимости и характеру гидролиза близки к соответствующим алюминатам.

Тригалиды элементов подгруппы галлия $ЭHal_3$ во многом напоминают $AlHal_3$. Трифториды $ЭF_3$, как и AlF_3, имеют координационную решетку (см. рис. 71), тугоплавки. Трихлориды $ЭCl_3$ имеют слоистую решетку, а $ЭBr_3$ и $ЭI_3$ (а также $GaCl_3$) — молекулярную решетку, составленную из димерных молекул $Э_2Hal_6$. Поэтому они легкоплавки и летучи. В ряду $ЭF_3$ — $ЭCl_3$ — $ЭBr_3$ — $ЭI_3$ устойчивость падает. Некоторые константы для рассматриваемых галидов приведены ниже:

	InF_3	$InCl_3$	$InBr_3$	InI_3
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—1029	—527	—418	—247
$\Delta G^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—962	—460	—372	—142
Т. пл., °C	1170	586	420	207

В воде тригалиды растворяются с выделением тепла. В парах и органических растворителях находятся в виде молекул $Э_2Hal_6$, по структуре аналогичных Al_2Hal_6 (см. рис. 190). При взаимодействии $ЭHal_3$ с основными галидами образуются комплексные галиды главным образом типа $M^{+1}_3[ЭHal_6]$ и $M^{+1}[ЭHal_4]$:

$$3KHal + ЭHal_3 = K_3[ЭHal_6]$$

Для галлия (III), как и для Al (III), наиболее характерны фторокомплексы. Индий (III) и таллий (III), в противоположность Al (III) и Ga (III), образуют устойчивые комплексы с хлором $[InCl_6]^{3-}$, $[TlCl_6]^{3-}$, бромом $[InBr_6]^{3-}$, $[TlBr_6]^{3-}$, Tl (III) и иодом.

Гидриды галлия и индия $ЭH_3$, подобно AlH_3, полимерны. Известны также гидридогаллаты, например $Li[GaH_4]$, $Tl[GaH_4]_3$, получаемые в неводных растворах (эфир):

$$GaCl_3 + 4LiH = Li[GaH_4] + 3LiCl$$

В качестве смешанного гидрида алюминия-индия можно рассматривать гидридоалюминат индия (III), который образуется в эфирной среде по обменной реакции

$$InCl_3 + 3Li[AlH_4] = In[AlH_4]_3 + 3LiCl$$

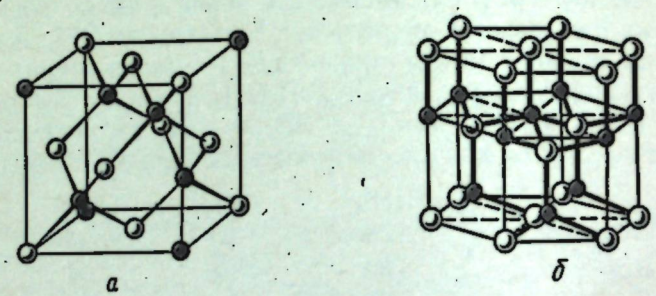
В ряду BH_4^- — AlH_4^- — GaH_4^- устойчивость падает. Так, $Li[GaH_4]$ медленно разлагается уже при 25°C с образованием LiH, Ga и H_2. Он является более мягким восстановителем, чем $Li[AlH_4]$. Ион BH_4^- довольно устойчив по отношению к воде, в то время как соли AlH_4^- и GaH_4^- энергично, часто со взрывом, реагируют с водой:

$$ЭH_4^- + 4H_2O = 4H_2 + Э(OH)_3 + OH^-$$

Соединения Tl (III) — сильные окислители:

$$Tl^{3+} + 2e^- = Tl^+, \qquad E^0_{298} = 1{,}25 \text{ В}.$$

Подобно B и Al, галлий и индий с *p*-элементами V группы образуют соединения типа $A^{III}B^{V}$ (где A^{III} — *p*-элемент III группы, B^{V} — *p*-элемент V группы). Эти соединения изоэлектронны соответствующим



а *б*

Рис. 194. Кристаллическая структура с тетраэдрическими связями:
а — сфалерит; *б* — вюрцит

простым веществам *p*-элементов IV группы. В большинстве соединений типа $A^{III}B^{V}$ атомы находятся в состоянии sp^3-гибридизации, т. е. в тетраэдрической координации друг относительно друга. Основные типы кристаллических структур с тетраэдрическим расположением связей показаны на рис. 194.

Кристаллические решетки, изображенные на рис. 194, *а* и *б*, получили свое название от соответствующих модификаций сульфида цинка ZnS — *сфалерита* (кубическая решетка) и *вюрцита* (гексагональная решетка).

Имитация структуры простых веществ *p*-элементов IV группы наблюдается также в ряде бинарных соединений типа $A^{II}B^{VI}$ и $A^{I}B^{VII}$ (где A^{II} и A^{I} — элементы II и I групп соответственно, B^{VI} и B^{VII} — *p*-элементы VI и VII групп).

В табл. 43 выделены символы элементов, дающих бинарные соединения с тетраэдрическим расположением атомов хотя бы с одним из равноудаленных от IV группы элементов.

Типы кристаллических решеток бинарных соединений, образуемых этими элементами, приведены в табл. 44.

Одинаковый характер гибридизации валентных орбиталей атомов предопределяет далеко идущую аналогию между простыми веществами *p*-элементов IV группы и соединениями, образованными элементами, равноотстоящими от IV группы. Так, межъядерное расстояние в кристаллах AlP (0,235 нм), GaAs (0,243 нм), InSb (0,280 нм) практически равно расстояниям в изоэлектронных им кристаллах Si (0,235 нм), Ge (0,245 нм) и α-Sn (0,280 нм). То же самое следует сказать о средней

Таблица 43

Сочетания элементов, приводящие к образованию бинарных соединений с тетраэдрической координацией атомов

I	II	III	IV	V	VI	VII
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
Ag	Cd	In	α-Sn	Sb	Te	I
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At

$A^{III}B^{V}$
$A^{II}B^{VI}$
$A^{I}B^{VII}$

Таблица 44

Структура соединений типа $A^{III}B^{V}$, $A^{II}B^{VI}$ и $A^{I}B^{VII}$

	$A^{III}B^{V}$					$A^{II}B^{VI}$					$A^{I}B^{VII}$				
	N	P	As	Sb	Bi		O	S	Se	Te		F	Cl	Br	I
B	s	s	s	?	—	Be	ω	s	s	s	Li	NaCl	NaCl	NaCl	NaCl
Al	ω	s	s	s	—	Mg	NaCl	NaCl	NaCl	ω	Na	NaCl	NaCl	NaCl	NaCl
Ga	ω	s	s	s	—	Zn	ω	ω, s	ω, s	ω,s	Cu	s	s	s	s
In	ω	s	s	s	CsCl	Cd	NaCl	ω, s	ω, s	s	Ag	NaCl	NaCl	NaCl	ω, s
Tl	—	—	—	CsCl	CsCl*	Hg	—	s	s	s	Au	—	?	?	?

Условные обозначения структур: s — типа сфалерита, ω — типа вюрцита, NaCl — типа каменной соли; CsCl* — искаженной структуры типа CsCl.

энергии связи E_{AB}, которая близка энергии связи в изоэлектронных простых веществах, например GaAs (150 кДж/моль) и Ge (163 кДж/моль), InSb (134 кДж/моль) и α-Sn (150 кДж/моль).

Как в ряду простых веществ C — Si — Ge — Sn — Pb, в ряду изоэлектронных им соединений BN — AlP — GaAs — InSb — TlBi прочность ковалентной связи уменьшается, а возможность ее делокализации возрастает. Соответственно падают температура плавления и твердость, уменьшается ширина запрещенной зоны (рис. 195), понижается эффективный заряд атома A^{III}, а при переходе от InSb к TlBi (как и от α-Sn к Pb) изменяется и тип кристаллической решетки, например:

	BN	AlP	GaAs	InSb	TlBi
Тип кристаллической решетки	s	s	s	s	Гранецентрированная кубическая
$d_{эх}$, нм	0,158	0,235	0,243	0,280	—
$E_{эх}$, кДж/моль	—	210	150	134	—
Т. пл., °С	—	2000	1237	536	—
ΔE, эВ	4,6	3,0	1,53	0,27	(металл)

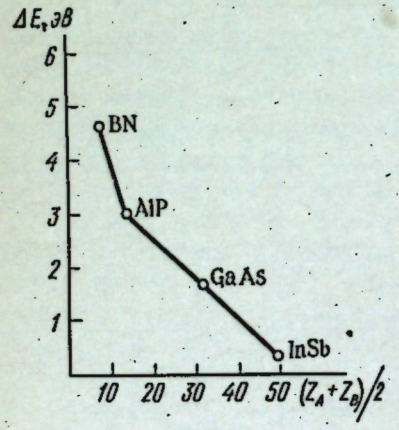


Рис. 195. Зависимость ширины запрещенной зоны ΔE в соединениях типа $A^{III}B^{V}$ от среднеарифметического атомного номера

Об этом же свидетельствует внешний вид соединений: BN похож на алмаз, AlP — желтовато-серая масса, GaAs — темно-серое со смолистым блеском вещество; InSb имеет вид светло-серого сплава с металлическим блеском; TlBi — металлический сплав.

Аналогично изменяются свойства изоэлектронных и изоструктурных соединений типа $A^{II}B^{VI}$ и $A^{I}B^{VII}$ в подгруппах с возрастанием порядкового номера элементов.

В изоструктурных рядах соединений типа $A^{III}B^{V}$ — $A^{II}B^{VI}$ — $A^{I}B^{VII}$ по мере увеличения различий в химической природе элементов увеличивается доля ионной связи, что также расширяет запрещенную зону.

	Ge	GaAs	ZnSe	CuBr
ΔE, эВ	0,78	1,53	2,6	2,94
Тип решетки	алмаза	s	w, s	s

Тетраэдрическую структуру имеет большая группа соединений, состоящих из трех, четырех и более элементов типа $A^{I}B^{III}C_2^{IV}$

($CuInS_2$, $AgGaSe_2$, $CuAlS_2$), типа $A^{II}B^{IV}C_2^{V}$ ($ZnSiP_2$, $CdGeAs_2$, $ZnGeAs_2$) и др. Для них характерна структура типа халькопирита $CuFeS_2$ (см. рис. 134).

Многие алмазоподобные соединения — полупроводники. Они представляют большой интерес как материал для выпрямителей переменного тока, усилителей, фотоэлементов, датчиков, термоэлектрических генераторов и др. Многие из них успешно конкурируют с полупроводниковыми германием и кремнием.

Соединения галлия (I), индия (I) и таллия (I). Для таллия (I) известны многочисленные соединения, производные же галлия (I) и индия (I) неустойчивы и являются сильными восстановителями.

Ион Tl^+ имеет радиус (0,144 нм), близкий к радиусу ионов K^+ (0, 133 нм), Rb^+ (0,148 нм) и Ag^+ (0,126 нм). Поэтому химия таллия (I) напоминает химию щелочных металлов и химию серебра. Соединения Tl (I) — преимущественно ионные, характеризуются высокими координационными числами (6 и 8). Например, TlF имеет структуру типа NaCl, а TlCl, TlBr, TlI — типа CsCl. Большинство соединений Tl (I) в воде растворяется; как и для Ag^+ хорошо растворим TlF, нерастворимы TlCl, TlBr, TlI, Tl_2S (черный).

По химическим свойствам соединения таллия (I) основные. Они или не гидролизуются, или же, гидролизуясь, образуют щелочную среду. Так, черный оксид Tl_2O (т. пл. 300°С) хорошо растворяется в воде:

$$Tl_2O\ (к) + H_2O\ (ж) = 2TlOH\ (р)$$

Гидроксид TlOH (желтого цвета) — сильное основание, но (в отличие от NaOH , RbOH) отщепляет воду при нагревании (100°С).

$$2TlOH\ (к) = Tl_2O\ (к) + H_2O\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = 8\ кДж/моль;$$

$$2RbOH\ (к) = Rb_2O\ (к) + H_2O\ (г), \qquad \Delta G^0_{298} = 205\ кДж/моль.$$

В этом проявляется сходство с химией серебра, гидроксид которого неустойчив и распадается при получении.

Как и для щелочных металлов, для таллия (I) комплексообразование не характерно; он обычно не образует даже кристаллогидратов. В реакциях комплексообразования ион Tl^+ обычно переходит во внешнюю сферу комплексных соединений, например:

$$3TlCl + TlCl_3 = Tl_3[TlCl_6]$$

$$\underset{\text{основный}}{2TlNO_3} + \underset{\text{кислотный}}{Tl(NO_3)_2} = Tl_2[Tl(NO_3)_5]$$

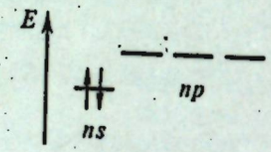
Как и соединения серебра (I), соединения таллия (I) обладают светочувствительностью; при освещении они разлагаются. Действием сильных окислителей производные таллия (I) можно перевести в соединения таллия (III). Соединения галлия, индия и таллия ядовиты!

Глава 7
s-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

К *s*-элементам II группы относятся *типические* элементы — бериллий Be и магний Mg и элементы *подгруппы кальция* — кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra. Некоторые константы этих элементов приведены ниже:

	$_{4}$Be	$_{12}$Mg	$_{20}$Ca	$_{38}$Sr	$_{56}$Ba	$_{88}$Ra
Атомная масса	9,01	24,31	40,08	37,62	137,34	[226]
Валентные электроны	$(2)2s^2$	$(8)\,3s^2$	$(8)4s^2$	$(8)\,5s^2$	$(8)\,6s^2$	$(8)7s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,133	0,144
Энергия ионизации						
$Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	9,32	7,65	6,11	5,69	5,21	5,28
$Э^+ \rightarrow Э^{2+}$, эВ	18,21	15,03	11,87	11,03	10,00	10,15
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$1{,}2\cdot10^{-3}$	2,0	2,0	$1\cdot10^{-2}$	$5{,}7\cdot10^{-3}$	$1\cdot10^{-10}$

В соответствии со строением валентного электронного слоя



s-элементы II группы проявляют степень окисления +2.

Как и в других главных погруппах, в ряду рассматриваемых элементов с увеличением порядкового номера энергия ионизации атомов уменьшается, радиусы атомов и ионов увеличиваются, металлические признаки химических элементов усиливаются.

§ 1. Бериллий

У бериллия ($1s^22s^2$) по сравнению с бором ($1s^22s^22p^1$) в соответствии с увеличением радиуса атома и уменьшением числа валентных электронов неметаллические признаки проявляются слабее, а металлические усиливаются. Бериллий обладает более высокими энергиями ионизации атома ($I_1 = 9{,}32$ эВ, $I_2 = 18{,}21$ эВ), чем остальные *s*-элементы II группы. В то же время он во многом сходен с алюминием (диагональное сходство в периодической системе) и является типичным амфотерным элементом: в обычных условиях он простых ионов не образует; для него характерны комплексные ионы как катионного, так и анионного типа. Во всех устойчивых соединениях степень окисления бериллия +2. Для Be (II) наиболее характерно координационное число 4 (sp^3-гибридизация валентных орбиталей).

В земной коре бериллий находится в виде изотопа ^{9}Be (0,001 мол. долей, %). Его важнейшие минералы: *берилл* $Be_3Al_2(SiO_3)_6$, *фенакит* Be_2SiO_4. Окрашенные примесями прозрачные разновидности берилла (зеленые *изумруды*, голубые *аквамарины* и др.) — драгоценные камни. В настоящее время их получают искусственно.

Простое вещество. Бериллий в виде простого вещества — металл (т. пл. 1284 С, т. кип. 2970°С) серо-стального цвета, имеет плотную гексагональную кристаллическую решетку, довольно тверд и хрупок. На воздухе, как и алюминий, покрывается оксидной пленкой, придающей ему матовый оттенок и обусловливающей пониженную химическую активность. При нагревании бериллий сгорает в кислороде и на воздухе, взаимодействует с серой, азотом. С галогенами реагирует при обычных температурах или при небольшом нагревании. Все эти реакции сопровождаются выделением значительного количества тепла, что определяется большой прочностью кристаллических решеток продуктов взаимодействия: BeO, BeS, Be_3N_2 и др. С водородом в обычных условиях Be не реагирует.

Защитная оксидная пленка препятствует взаимодействию бериллия ($E^0_{298} = -1{,}85$ В) с водой. Но, подобно алюминию, он реагирует с кислотами и щелочами, с выделением водорода, образуя катионные и анионные комплексы:

$$Be + 2OH_3^+ + 2H_2O = [Be(OH_2)_4]^{2+} + H_2$$

$$Be + 2H_2O + 2OH^- = [Be(OH)_4]^{2-} + H_2$$

В концентрированных холодных HNO_3 и H_2SO_4 бериллий (как и Al) пассивируется.

С металлами бериллий образует интерметаллические соединения. *Бериллиды* ряда *d*-элементов состава MBe_{12}(M=Ti, Nb, Ta, Mo), MBe_{11} (M = Nb, Ta) и другие имеют высокую температуру плавления и не окисляются при нагревании до 1200—1600°С.

Бериллий используют в качестве легирующей добавки к сплавам, придающей им повышенную коррозионную стойкость, высокую прочность и твердость. Наиболее ценны сплавы Cu — Be (*бериллиевые бронзы*), содержащие до 2,5% Be. Сплавы бериллия применяют в самолетостроении, электротехнике и др.

В атомных реакторах бериллий используется как замедлитель и отражатель нейтронов. В смеси с препаратами радия он служит источником нейтронов, образующихся при действии на ^{9}Be альфа-частиц:

$$^9_4Be + ^4_2He = ^{12}_6C + ^1_0n$$

Бериллий получают электролизом расплава $BeCl_2$ или магнийтермическим восстановлением BeF_2.

Соединения бериллия (II). Большинство неорганических соединений бериллия (II) в обычных условиях полимерны и являются кристаллическими веществами белого цвета. Независимо от типа кристаллических решеток соединений координационное число бериллия 4.

В кислых водных растворах ионы Be^{2+} находятся в виде прочных аквокомплексов $[Be(OH_2)_4]^{2+}$; в сильно щелочных растворах — в виде ионов $[Be(OH)_4]^{2-}$.

Оксид BeO имеет структуру типа вюрцита (см. рис. 194), отличается высокой энергией кристаллической решетки и высокой энергией Гиббса образования ($\Delta G_f^0 = -582$ кДж/моль). Он тугоплавок (т. пл. 2530°C), теплопроводен; предварительно прокаленный (при 400°C) химически неактивен. Применяют BeO в качестве химически стойкого и огнеупорного материала для изготовления тиглей и специальной керамики, а в атомной энергетике — как замедлитель и отражатель нейтронов. BeO входит в состав некоторых стеклообразующих смесей.

Будучи амфотерным, BeO взаимодействует при сплавлении и с основными, и с кислотными оксидами:

$$\underset{\text{основный}}{BeO} + SiO_2 = BeSiO_3; \qquad BeO + \underset{\text{кислотный}}{Na_2O} = Na_2BeO_2$$

При нагревании BeO взаимодействует с кислотами и щелочами:

$$\underset{\text{основный}}{BeO} + 2OH_3^+ + H_2O = [Be(OH_2)_4]^{2+} \quad \text{и} \quad BeO + H_2O + 2OH^- = \underset{\text{кислотный}}{[Be(OH)_4]^{2-}}$$

Гидроксид $Be(OH)_2$ — полимерное соединение, в воде не растворяется. Получение гидроксида бериллия и его отношение к кислотам и щелочам можно выразить следующей суммарной схемой:

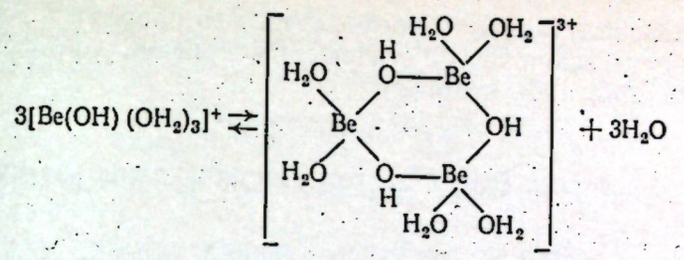
$$[Be(OH_2)_4]^{2+} \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} Be(OH)_2 \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} [Be(OH)_4]^{2-}$$

Как показывает схема, в кислых средах (избыток ионов OH_3^+) устойчивы аквокомплексы бериллия (II), в щелочных (избыток ионов OH^-) — гидроксобериллат (II)-комплексы. При кристаллизации соединений из кислых водных растворов аквокомплексы переходят в состав кристаллогидратов с четырьмя молекулами воды: $BeSO_4 \cdot 4H_2O$, $BeCl_2 \cdot 4H_2O$, $Be(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ и др. Выделение кристаллогидратов с меньшим или большим количеством молекул воды свидетельствует об образовании производных многоядерных комплексов.

Вследствие относительно высокого поляризующего действия иона Be^{2+} его соли подвергаются заметному гидролизу:

$$[Be(OH_2)_4]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Be(OH)(OH_2)_3]^+ + OH_3^+$$

В зависимости от концентрации раствора и типа присутствующих в растворе анионов механизм гидролиза может оказаться существенно различным. В частности, образующиеся при гидролизе гидроксоаквокомплексы $[Be(OH)(OH_2)_3]^+$ затем полимеризуются в многоядерные комплексы, например $[Be_3(OH)_3(OH_2)_6]^{3+}$, вероятно, следующего строения:



$$3[Be(OH)(OH_2)_3]^+ \rightleftarrows \quad + 3H_2O$$

или $3Be^{2+} + 3HOH \rightleftarrows [Be_3(OH)_3]^{3+} + 3H^+; \quad pK = -8{,}66.$

При связывании ионов OH_3^+ (например, анионами CO_3^{2-}, SH^-) полимеризация может идти вплоть до образования полимерного гидроксида:

$$BeS + 2H_2O = Be(OH)_2 + H_2S$$

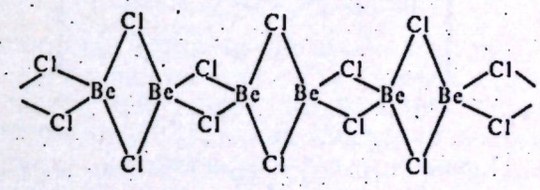
Гидроксобериллаты в водных растворах существуют лишь при большом избытке щелочи, в противном случае они полностью гидролизуются. Растворимы только бериллаты s-элементов I группы.

Сульфид бериллия BeS — кристаллическое вещество со структурой типа сфалерита (см. рис. 194, *а*). Образуется взаимодействием простых веществ (при 1350°C) или взаимодействием металла с H_2S. В горячей воде BeS полностью гидролизуется. Амфотерная природа BeS проявляется при его сплавлении с основными и кислотными сульфидами:

$$Na_2S + BeS = Na_2BeS_2; \qquad BeS + SiS_2 = BeSiS_3$$

Сульфидобериллаты (II) водой разрушаются.

Из галидов бериллия наибольшее значение имеют фторид и хлорид. Дифторид BeF_2 существует в нескольких модификациях, аналогичных по структуре соответствующим модификациям диоксида кремния SiO_2 (сравните рис. 60 и 70, *в*). Как и кремнезем, BeF_2 легко переходит в стеклообразное состояние. Стекловидный BeF_2 получают термическим разложением $(NH_4)_2BeF_4$. Другие галиды Be(II) также полиморфны. Одна из модификаций $BeCl_2$ имеет волокнистое строение:



Вследствие координационной структуры температура плавления соответствующих модификаций BeF_2 выше (~ 800°C), чем остальных галидов Be (II) (~ 450°C). Галиды $BeCl_2$, $BeBr_2$, BeI_2 гигроскопичны и на воздухе расплываются; при их растворении в воде выделяется тепло; они растворимы также в органических растворителях.

Амфотерность $BeHal_2$ наиболее отчетливо проявляется у фторида. Так, при нагревании BeF_2 с основными фторидами образуются фтороберилляты (рис. 196), например:

$$2KF + BeF_2 = K_2[BeF_4]$$

При взаимодействии BeF_2 с кислотными фторидами образуются соли бериллия:

$$BeF_2 + SiF_4 = Be[SiF_6]$$

Тетрафтороберилляты по кристаллической структуре (рис. 197) и растворимости во многом напоминают однотипные тетраоксосульфа-

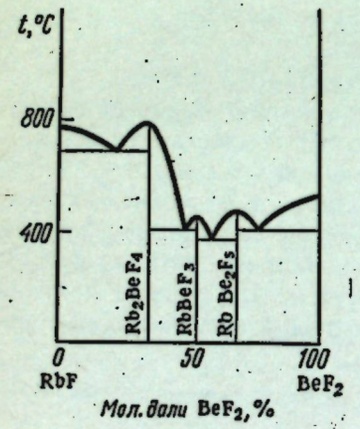


Рис. 196. Диаграмма плавкости системы RbF—BeF_2

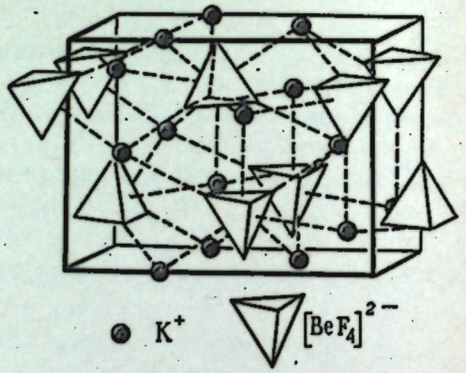
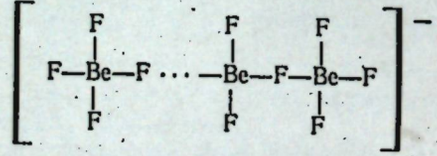


Рис. 197. Структура K_2BeF_4

ты, что объясняется одинаковой тетраэдрической структурой и близкими размерами ионов BeF_4^{2-} и SO_4^{2-}. Кроме BeF_4^{2-}-иона возможны полимерные фтороберилат-ионы, например, типа



Из подобных цепных анионов построен, например, $NaBeF_3$.

Структурное сходство между BeF_2 и SiO_2 распространяется и на их производные. Полимерные фтороберилляты по структуре аналогичны оксосиликатам, например $NaBeF_3$ имеет одинаковое строение с $CaSiO_3$; Na_2BeF_4 с Ca_2SiO_4, $NaLiBeF_4$ с $CaMgSiO_4$; Li_2BeF_4 с Zn_2SiO_4 и т. д. Сходны также диаграммы плавкости соответствующих систем. Полимерные фтороберилляты могут находиться в стеклообразном состоянии.

Другие галогенобериллаты не характерны.

Присущая бериллию как амфотерному элементу склонность образовывать катионные и анионные комплексы проявляется и при расплавлении его соединений. Так, расплавленный $BeCl_2$ состоит из ионов $BeCl^+$ и $BeCl_3^-$:

$$\underset{\text{основный}}{BeCl_2} + \underset{\text{кислотный}}{BeCl_2} \rightleftarrows BeCl^+ + BeCl_3^-$$

Так же ведут себя при расплавлении соединения и других амфотерных элементов, например:

$$2AlCl_3 \rightleftarrows AlCl_2^+ + AlCl_4^-; \qquad 2TaCl_5 \rightleftarrows TaCl_4^+ + TaCl_6^-$$

Таким образом, и в этом случае амфотерные элементы не образуют простых ионов, а лишь комплексные. Однотипные же соединения металлических элементов при этом распадаются на слабо сольватированные простые ионы, например:

$$CaCl_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2Cl^-$$

В соответствии со сказанным расплавленные соединения металлических элементов проявляют высокую, а амфотерных элементов — пониженную электрическую проводимость.

Нитрид Be_3N_2 — кристаллическое вещество, получается при нагревании бериллия в атмосфере азота (выше 1000°C). Бесцветен, очень тверд, тугоплавок (т. пл. 2200°C). Разлагается водой при нагревании:

$$Be_3N_2 + 6H_2O = 3Be(OH)_2 + 2H_3N$$

При действии кислот разложение протекает достаточно активно.

Об амфотерном характере Be_3N_2 свидетельствует существование смешанных нитридов, например $BeSiN_2$ и LiBeN, которые можно рассматривать соответственно как нитридосиликат (IV) бериллия и нитридобериллат (II) лития.

Гидрид BeH_2 — твердое полимерное вещество, по свойствам подобное AlH_3. При его разложении водой выделяется водород. Сильный восстановитель. Гидрид бериллия ($\Delta G_f^0 = 115{,}7$ кДж/моль) из простых веществ не образуется. Его можно получить взаимодействием $BeCl_2$ с LiH в эфирном растворе:

$$BeCl_2 + 2LiH = BeH_2 + 2LiCl$$

Соли бериллия и кислородсодержащих кислот выделяются из растворов обычно в виде кристаллогидратов, которые по структуре и свойствам, естественно, существенно отличаются от безводных производных. Большинство солей бериллия растворимо в воде, нерастворимы $BeCO_3$, $Be(PO_4)_2$ и некоторые другие. Для бериллия весьма характерны двойные соли — бериллаты со сложными лигандами, например:

$$Na_2SO_4 + BeSO_4 = Na_2[Be(SO_4)_2]$$

$$(NH_4)_2CO_3 + BeCO_3 = (NH_4)_2[Be(CO_3)_2]$$

За счет последней реакции нерастворимый в воде $BeCO_3$ растворяется

в насыщенных растворах карбонатов *s*-элементов I группы или аммония. В разбавленных растворах эти бериллаты разлагаются.

Соединения бериллия я д о в и т ы!

§ 2. Магний

Магний заметно отличается от бериллия размерами атома и иона (радиусы ионов Be^{2+} и Mg^{2+} соответственно равны 0,034 и 0,078 нм). От своего соседа по периоду — алюминия — магний отличается меньшим числом валентных электронов и относительно большим размером атома. Таким образом, у магния металлические признаки проявляются сильнее, чем у бериллия и алюминия. В частности, для магния менее характерно образование ковалентной связи, чем для бериллия и алюминия, и более характерно образование ионной связи. В этом отношении он ближе к типичным металлическим элементам — элементам подгруппы кальция.

Магний — один из наиболее распространенных элементов на Земле (2,0 мол. доли, %). В природе находится в виде трех стабильных изотопов: ^{24}Mg (78,6%), ^{25}Mg (10,11%) и ^{26}Mg (11,29%). Получены искусственные изотопы. Магний входит в состав силикатных минералов (среди них преобладает *оливин* Mg_2SiO_4), карбонатных минералов — *доломита* $CaMg(CO_3)_2$, *магнезита* $MgCO_3$. Важное техническое значение имеет минерал *карналлит* $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Большое количество магния содержится в морской воде (до 0,38% $MgCl_2$) и в воде некоторых озер (до 30% $MgCl_2$).

Простое вещество. Магний в виде простого вещества — белый металл (пл. 1,74 г/см³, т. пл. 651°С, т. кип. 1107°С), на воздухе окисляется и приобретает матовый оттенок. Он мягче и пластичнее бериллия.

Магний — активный металл. Легко взаимодействует с галогенами; при нагревании сгорает на воздухе, окисляется серой и азотом. С соответствующими металлами образует эвтектические смеси, твердые растворы и интерметаллические соединения, которые входят в состав его сплавов. Наиболее важный сплав магния — *электрон* (3—10% Al, 0,2—3% Zn, остальное Mg), который благодаря его прочности и малой плотности (1,8 г/см³) применяют в ракетной технике и авиастроении.

В ряду напряжений магний расположен перед водородом (E^0_{298} = = —2,36 В). С холодной водой взаимодействует очень медленно, так как образующийся при этом $Mg(OH)_2$ плохо растворим; при нагревании реакция ускоряется за счет растворения $Mg(OH)_2$; в кислотах растворяется очень энергично, за исключением кислот (HF, H_3PO_4), образующих с ним малорастворимые соединения. Со щелочами магний практически не взаимодействует.

Основную массу производимого магния получают электролизом расплавленного карналлита или дихлорида магния, в который для понижения температуры плавления (до 720—750°С) добавляют NaCl или другие хлориды. Магний отлагается на катоде, выделяющийся на аноде Cl_2 используется для получения $MgCl_2$. Магний получают также металлотермическим и углетермическим методами. При металлотермическом методе восстанавливают в электропечах (при 1200—1300°С) в вакууме прокаленный доломит $CaO \cdot MgO$ ферросилицием или алюмосилицием:

$$2(CaO \cdot MgO) + Si = Ca_2SiO_4 + 2Mg$$

При углетермическом методе магний получают восстановлением Mg углем в электропечах (при 2100°С). Для получения чистого магния (99,999% Mg) технический магний многократно сублимируют в вакууме.

Магний в основном используется для производства «сверхлегких» сплавов, в металлотермии — для производства Ti, Zr, V, U и др. Смеси его порошка с окислителями применяются для осветительных и зажигательных ракет, снарядов, в фото- и осветительной технике.

Соединения магния (II). Во всех устойчивых соединениях степень окисления магния +2, а координационное число 6. Степень окисления +2 часто проявляется также и в интерметаллических соединениях, например Mg_3Al_2, Mg_3Sb_2, Mg_2Pb. Бинарные соединения Mg в зависимости от природы более электроотрицательного элемента могут быть соединениями от преимущественно металлических до преимущественно ионных. Так, в ряду соединений магния с *p*-элементами 3-го периода

	Mg_2Si	Mg_3P_2	MgS	$MgCl_2$
$\Delta H^0_{f,298}$, кДж/моль . . .	—26	—107	—177	—641,1
К. ч. Mg	4	4	6	6
К. ч. Э	8	6	6	3

происходит постепенное уменьшение доли металлической и увеличение доли ионной связи. Например, Mg_3Al_2 — типично металлическое соединение, а $MgCl_2$ — преимущественно ионное. Об этом свидетельствуют повышение в рассматриваемом ряду энтальпий образования соединений и характер изменения координационных чисел в кристаллах.

По химической природе соединения магния (II) — преимущественно основные. Некоторые из них, например $MgCl_2$, $MgSO_4$, $Mg(NO_3)_2$, в обычных условиях гидролизу не подвергаются, другие создают слабощелочную среду.

Большинство солей Mg (II) растворимы в воде. Плохо растворимы соли слабых кислот ($Mg_3(PO_4)_2$, $MgCO_3$, MgF_2). В водных растворах ионы Mg^{2+} находятся в виде бесцветных гексааквокомплексов $[Mg(OH_2)_6]^{2+}$, которые входят в состав ряда его кристаллогидратов: $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $Mg(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$, $MgSiF_6 \cdot 6H_2O$ и др. Структура гексагидрата дихлорида магния $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (минерал *бишофит*) показана на рис. 198. Существуют также кристаллогидраты с 1—12 молекулами воды (рис. 199).

Безводные соли Mg (II) весьма гигроскопичны, в особенности $Mg(ClO_4)_2$, который энергично поглощает влагу (до 60% от своей массы). Вследствие чрезвычайной гигроскопичности $Mg(ClO_4)_2$ (под наз-

ванием *ангидрон*) широко используется для осушки газов (H_2, CO_2, O_2, H_2S и др.).

Анионные комплексы для Mg (II) не характерны, но весьма разнообразны двойные соединения типа смешанных карбоната $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (*доломит*), нитрида $Li_3N \cdot Mg_3N_2$ (LiMgN) и др. Весьма характерны также кристаллогидраты типа $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (*карналлит*), $M_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ (*шенниты*) и др.

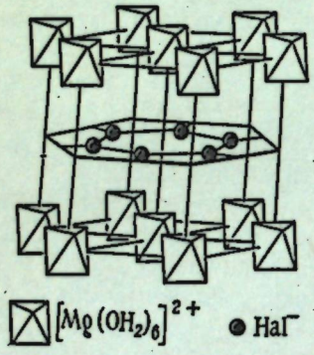


Рис. 198. Структура бишофита $MgCl_2 \cdot 6H_2O$

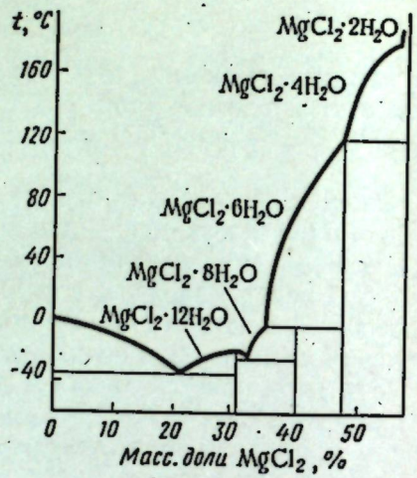


Рис. 199. Диаграмма состояния системы H_2O—$MgCl_2$

Оксид MgO (*жженая магнезия*) — тугоплавкое (т. пл. 2800°C) вещество. В технике его получают термическим разложением карбоната:

$$MgCO_3 \rightleftarrows MgO + CO_2$$

Мелкокристаллический MgO химически активен, является основным соединением. Он взаимодействует с водой, поглощает CO_2, легко растворяется в кислотах. Но сильно прокаленный MgO становится очень твердым, теряет химическую активность.

Жженую магнезию применяют в производстве магния, в качестве наполнителя в производстве резины, для очистки нефтепродуктов, в производстве огнеупоров, строительных материалов и др.

Гидроксид $Mg(OH)_2$ — кристаллическое вещество со слоистой структурой (см. рис. 232,*а*). В воде растворяется незначительно, является основанием средней силы ($K_2 = 2{,}5 \cdot 10^{-3}$). В частности, из насыщенных растворов соединений NH_4^+ вытесняет аммиак:

$$2NH_4Cl + Mg(OH)_2 = MgCl_2 + 2H_3N + 2H_2O$$

Кроме оксида, широкое применение находит $MgCl_2$. Его кристаллы образованы октаэдрическими структурными единицами $MgCl_6$, объединенными в слой (см. рис. 232, *б*). Дихлорид получают хлорированием MgO в присутствии угля:

$$MgO + Cl_2 + C = MgCl_2 + CO$$

или обезвоживанием $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, добываемого из морской воды. Дихлорид в основном применяется для получения магния, в производстве *магнезиального цемента*. Последний получают смешиванием предварительно прокаленного MgO с 30%-ным водным раствором $MgCl_2$. Вследствие образования полимерных цепей эта смесь постепенно превращается в белую твердую массу, устойчивую по отношению к кислотам и щелочам.

С водородом Mg непосредственно не взаимодействует, но косвенным путем можно получить гидрид состава MgH_2. По сравнению с преимущественно ковалентными гидридами BeH_2 и AlH_3 в MgH_2 более отчетливо проявляется ионная связь. Гидрид магния — нелетучее твердое вещество, более термически устойчивое, чем гидриды бериллия и алюминия. Водой MgH_2 разлагается. Известны также гидроборат $Mg[BH_4]_2$ и гидридоалюминат $Mg[AlH_4]_2$ магния.

§ 3. Подгруппа кальция

Кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra в отличие от ранее рассмотренных элементов имеют относительно большие атомные радиусы и низкие значения потенциалов ионизации (см. с. 470). Поэтому в условиях химического взаимодействия кальций и его аналоги легко теряют валентные электроны и образуют простые ионы $Э^{2+}$. Поскольку ионы $Э^{2+}$ имеют электронную конфигурацию s^2p^6 и большие размеры (т. е. слабо поляризуют), комплексные ионы с неорганическими лигандами у элементов подгруппы кальция неустойчивы.

В земной коре кальций находится в виде смеси шести, стронций — четырех, барий — семи стабильных изотопов, из которых наиболее распространены ^{40}Ca (96,97%), ^{88}Sr (82,56%) и ^{138}Ba (71,66%). Радий устойчивых изотопов не имеет.

Кальций — один из наиболее распространенных элементов на Земле (2,0 мол. доли, %). Бóльшая его часть содержится в виде силикатов и алюмосиликатов в изверженных горных породах (граниты, гнейсы и др.). Из других пород наиболее распространены известняк и мел, состоящие в основном из минерала *кальцита* $CaCO_3$. Значительно реже встречается окристаллизованная форма смеси кальцита и доломита — *мрамор*. Широко распространены *ангидрит* $CaSO_4$ и *гипс* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Важны для промышленности минералы *флюорит* CaF_2, *апатит* $Ca_5(PO_4)_3$ (F, Cl, OH) и др. В качестве продуктов выветривания минералов соединения кальция содержатся в большинстве природных вод и в основном обусловливают их жесткость.

Важнейшие минералы стронция и бария: *стронцианит* $SrCO_3$, *витерит* $BaCO_3$, *целестин* $SrSO_4$, *барит* (*тяжелый шпат*) $BaSO_4$. Радий встречается в урановых рудах.

Простые вещества. В виде простых веществ кальций и его аналоги — серебристо-белые металлы. На воздухе, правда, они тотчас покрываются желтоватой пленкой продуктов взаимодействия с составными частями воздуха. Кальций довольно тверд, стронций и барий мягче. Барий в этом отношении напоминает свинец. Приведем основные константы рассматриваемых металлов (и для сравнения константы Be и Mg).

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Пл., г/см³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	~6
Тип решетки	гекс.	гекс.	гр.ц.к. гекс.	гр.ц.к. гекс.	об.ц.к.	
Т. пл., °С	1284	651	850	770	710	960
Т. кип., °С	2970	1107	1480	1380	1640	1536
S^0_{298}, Дж/моль·град	9,5	32,7	41,6	53,1	67	71
Электрическая проводимость	5	21	21	4	—	—
$\Delta H^0_{\text{возг.298}}$, кДж/моль	320,55	150,2	191,0	164,0	195,0	—
$E^0_{298}\ Э^{2+}+2e^-=Э$, В	—1,70	—2,36	—2,87	—2,89	—2,90	—

Кальций, стронций и барий энергично взаимодействуют с активными неметаллами уже при обычных условиях. С менее активными (такими, как азот, водород, углерод, кремний и др.) щелочноземельные металлы реагируют при более или менее сильном нагревании. Реакции сопровождаются выделением большого количества тепла. Активность взаимодействия в ряду Ca — Sr — Ba возрастает. При нагревании щелочноземельные металлы взаимодействуют с другими металлами, образуя сплавы, в состав которых входят различные интерметаллические соединения.

В ряду напряжений кальций и его аналоги располагаются далеко впереди водорода. Взаимодействие с водой, даже на холоду, сопровождается растворением, поскольку образуются при этом более или менее растворимые гидроксиды. Активность взаимодействия с водой в ряду Ca — Sr — Ba заметно возрастает.

Кальций и стронций получают электролизом их расплавленных хлоридов. Барий высокой чистоты получают алюминотермическим методом из BaO.

Вследствие высокой химической активности щелочноземельные металлы хранят под керосином в запаянных сосудах (кальций обычно в плотно закрывающихся металлических банках).

Соединения кальция (II), стронция (II), бария (II). Неорганические соединения кальция и его аналогов представляют собой кристаллические вещества, в большинстве с высокими температурами плавления.

Оксиды получают в лаборатории термическим разложением соответствующих карбонатов или нитратов:

$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2; \qquad 2Ba(NO_3)_2 = 2BaO + 4NO_2 + O_2$$

в технике — термическим разложением природных карбонатов. Оксиды энергично взаимодействуют с водой, образуя более или менее растворимые основания $Э(OH)_2$ и выделяя большое количество тепла. Энтальпия гидратации $\Delta H_{\text{гидр}}$ в ряду CaO — SrO — BaO возрастает.

Гидроксиды $Э(OH)_2$ — сильные основания, по силе уступающие лишь гидроксидам *s*-элементов I группы. В ряду $Ca(OH)_2$ — $Sr(OH)_2$ — $Ba(OH)_2$ усиливается основный характер гидроксидов. В этом же направлении усиливаются растворимость и термическая устойчивость. Приведем некоторые сведения об оксидах и гидроксидах рассматриваемых элементов (а также для сравнения Be и Mg):

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,133
Т. пл. ЭО, °С	2520	2800	2585	2430	1923
Теплота гидратации ЭО $\Delta H^0_{\text{гидр}}$, кДж/моль	—14,2	—40,6	—66,6	—81,6	—102,6
Растворимость $Э(OH)_2$ при 20°С, моль/л	$8\cdot10^{-6}$	$5\cdot10^{-4}$	$2\cdot10^{-2}$	$7\cdot10^{-2}$	$2\cdot10^{-1}$

Раствор $Ba(OH)_2$ (*баритовая вода*) — лабораторный реактив для открытия CO_2. $Ca(OH)_2$ (*известковое молоко, гашеная известь*) применяется в качестве дешевого растворимого основания.

Об усилении основных свойств оксидов при переходе от BeO к BaO можно судить по значениям ΔG реакций их взаимодействия с соответствующими кислотными оксидами. Так, значения ΔG^0_{298} реакций

$$ЭО\ (к) + CO_2\ (г) = ЭCO_3\ (к)$$

$$ЭО\ (к) + SO_3\ (т) = ЭSO_4\ (к)$$

$$ЭО\ (к) + SiO_2\ (т) = ЭSiO_3\ (к)$$

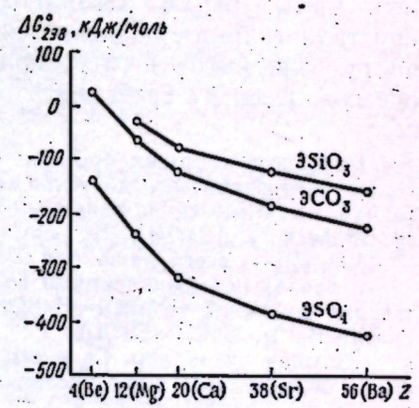


Рис. 200. Зависимость ΔG реакций образования $ЭSiO_3$, $ЭCO_3$ и $ЭSO_4$ из оксидов от порядкового номера Э

с увеличением порядкового номера Э возрастают (рис. 200). Аналогично можно показать усиление основных свойств в ряду $Ca(OH)_2$ — $Sr(OH)_2$ — $Ba(OH)_2$ по значениям ΔG^0_{298} образования $ЭCO_3$ в реакции

$$Э(OH)_2\ (к) + CO_2\ (г) = ЭCO_3\ (к) + H_2O\ (ж), \qquad \Delta G^0_{298}.$$

	$BeCO_3$	$MgCO_3$	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
$\Delta G^0_{298,ЭCO_3}$, кДж/моль	25,1	—38,1	—74,9	—110,0	—128,0

Об усилении основных свойств однотипных соединений в ряду Ca (II)— Sr (II) — Ba (II) свидетельствует также увеличение устойчивости солей с одинаковым сложным анионом. Сравнение термической устой-

чивости карбонатов щелочноземельных металлов было рассмотрено на с. 257. А вот другой пример. По мере усиления основных признаков в ряду $CaF_2 — SrF_2 — BaF_2$ устойчивость в ряду $CaBeF_4 — SrBeF_4 — BaBeF_4$ заметно возрастает: фтороберриллат бария плавится без разложения (при 1080°С), а фтороберриллат кальция при нагревании (до 890°С) разлагается на CaF_2 и BeF_2.

Из солей и солеподобных соединений в воде хорошо растворимы лишь $ЭCl_2$, $ЭBr_2$, $ЭI_2$, $Э(NO_3)_2$; более или менее растворимы ЭS, $Э(OH)_2$, $Э(SH)_2$, а также большинство кислых солей: $Э(HSO_4)_2$, $Э(HCO_3)_2$ и др.

Соли и солеподобные соединения кальция и его аналогов гидролизу либо не подвергаются ($ЭHal_2$, $Э(NO_3)_2$, $ЭSiF_6$ и др.), либо дают щелочную среду:

$$ЭH_2 + 2H_2O = Э(OH)_2 + 2H_2; \qquad Э_3N_2 + 6H_2O = 3Э(OH)_2 + 2H_3N$$

В качестве производных катионных комплексов Ca (II) и его аналогов можно рассматривать их некоторые кристаллогидраты. Например: $CaCl_2 \cdot 6H_2O$, $([Ca(OH)_2)_6]Cl_2$). Склонностью к образованию кристаллогидратов объясняется гигроскопичность соединений. В частности, из-за высокой гигроскопичности $CaCl_2$ применяется в качестве обезвоживающего средства.

Безводные хлориды, бромиды и иодиды склонны также к присоединению H_3N с образованием аммиакатов состава $ЭHal \cdot 8H_3N$. В ряду Ca—Sr—Ba устойчивость аммиакатов несколько падает. Так, давление аммиака $6 \cdot 10^4$ Па достигается у $[Ca(NH_3)_8]I_2$ при 96°С, у $[Sr(NH_3)_8]I_2$ — при 62°С, а у $[Ba(NH_3)_8]I_2$ — всего лишь при 20°С. Водой аммиакаты легко разрушаются.

С основными соединениями соли Ca (II), Sr (II) и Ba(II) образуют либо твердые растворы ($KMnO_4—BaSO_4$, $KBF_4—BaSO_4$), либо эвтектические смеси ($NaCl—BaCl_2$, $CaCl_2—BaCl_2$).

Высокая активность Ca и его аналогов проявляется также в их способности образовывать многочисленные перекисные соединения, например *пероксиды* $ЭO_2$, *надпероксиды* $Э(O_2)_2$, *персульфиды* $ЭS_n$ ($n = 2 — 5$), *перкарбиды* $ЭC_2$. В ряду Ca(II)—Sr(II)—Ba(II) устойчивость этих соединений возрастает.

Вяжущие материалы. Природные соединения кальция широко применяются в производстве в я ж у щ и х материалов. Последние представляют собой порошкообразные вещества, образующие при смешении с водой пластичную массу, затвердевающую в твердое прочное тело. Вяжущие материалы используются в строительных растворах (для скрепления камней, кирпичей, отдельных элементов сооружений); для изготовления бетона, строительных деталей и конструкций. К вяжущим веществам относятся *цементы*, *гипсовые материалы*, *известь* и др.

По химическому составу цементы представляют собой главным образом силикаты и алюминаты кальция, т. е. в их состав входят Si и Al — химические элементы, особо склонные к образованию гетероцепных полимеров (в основе которых лежат связи Si — O — Si и Al — O — Al). В зависимости от относительного содержания силикатов и алюминатов различают *силикатный цемент* (*портландцемент*) и *алюминатный* (*глиноземистый*).

Силикатные цементы синтезируют обжигом (при 1400—1600°С) до спекания тонкоизмельченной смеси известняка и богатой SiO_2 глины. При этом частично разрушаются связи Si — O — Si и Al — O — Al, образуются относительно простые по структуре силикаты и алюминаты кальция и выделяется CO_2. Тонко измельченный цементный клинкер, будучи замешан с водой в тестообразную массу, постепенно твердеет. Этот переход (схватывание цемента) обусловливается сложными процессами гидратации и поликонденсации составных частей клинкера, приводящими к образованию высокомолекулярных силикатов и алюминатов кальция.

Гипсовые материалы — это прежде всего *жженый гипс*, или *алебастр*, — гидрат состава $2CaSO_4 \cdot H_2O$. Его получают обжигом гипса при 150—180°С. При замешивании теста из порошка $2CaSO_4 \cdot H_2O$ с водой происходит присоединение воды, сопровождающееся отвердеванием всей массы вследствие закристаллизовывания:

$$2[CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O] + 3H_2O = 2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]$$

На этом основано применение гипса при изготовлении строительных перегородочных плит и панелей, слепков с различных предметов, а также в виде известково-гипсовых растворов для штукатурных работ и т. д.

В качестве вяжущего материала служит также смесь гашеной извести с песком и водой (*известковый раствор*). Известковый раствор затвердевает за счет перехода $Ca(OH)_2$ при поглощении CO_2 воздуха в кристаллический $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Одновременно образуются силикаты кальция (за счет SiO_2 песка).

Жесткость воды. Как уже говорилось выше, наличие в природной воде солей кальция и магния обусловливает ее ж е с т к о с т ь. Различают в р е м е н н у ю и п о с т о я н н у ю жесткость воды. Временную жесткость придают воде гидрокарбонаты, постоянную — сульфаты и хлориды Ca (II) и Mg (II).

Жесткость воды устраняют физическими и химическими методами. Временная жесткость устраняется кипячением воды. При этом гидрокарбонаты переходят в нерастворимые карбонаты:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

Химическое умягчение основано на введении в воду реагентов, обогащающих ее анионами CO_3^{2-} и OH^-, в результате чего образуются малорастворимые $CaCO_3$ и $Mg(OH)_2$. Для этого природную воду обрабатывают гашеной известью или содой:

$$CaSO_4\ (р) + Na_2CO_3\ (р) = CaCO_3\ (т) + Na_2SO_4\ (р)$$

$$Ca(HCO_3)\ (р) + Ca(OH)_2\ (р) = 2CaCO_3\ (т) + 2H_2O\ (ж)$$

$$MgSO_4\ (р) + Ca(OH)_2\ (р) = Mg(OH)_2\ (т) + CaSO_4\ (р)$$

Для удаления ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} можно применять также фосфаты натрия, буру, поташ и др.

Широкое распространение в технике получил метод устранения жесткости воды путем ионного обмена. В этом методе используется способность некоторых природных и искусственных высокомолекулярных соединений — ионитов — обменивать входящие в их состав радикалы на ионы, находящиеся в растворе.

По характеру обмениваемых ионов среди ионитов различают *катиониты* и *аниониты*. Катионитами являются алюмосиликаты типа цеолитов, например $Na_2[Al_2Si_2O_8] \cdot nH_2O$, искусственно приготовленные гидратированные алюмосиликаты — *пермутиты*, ряд силикатов и др. Происходящий между алюмосиликатом и жесткой водой обмен ионами можно схематически представить следующими уравнениями реакций:

$$Na_2R + Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows CaR + 2NaHCO_3$$

$$Na_2R + CaSO_4 \rightleftarrows CaR + Na_2SO_4$$

где R — сложный алюмосиликатный анион $[Al_2Si_2O_8 \cdot nH_2O]^{2-}$.

Для умягчения воды применяют также различные искусственные органические высокомолекулярные вещества, называемые *ионообменными смолами*. Катионообменные смолы содержат активные группы $—SO_3H$, — COOH, — OH, в которых атом водорода способен замещаться на катионы. В анионообменных смолах активными являются основные группы $—NH_2$, $=NH$, $\equiv N$. Обменными анионами служат OH-группы, которые образуются на поверхности смолы в процессе ее гидратации. Пропуская природную воду через систему катионитов и анионитов, можно получить дистиллированную воду:

катионный обмен: $2RH + Ca^{2+} = R_2Ca + 2H^+$

анионный обмен: $2ROH + SO_4^{2-} = R_2SO_4 + 2OH^-$

где R — сложный органический радикал.

Кроме умягчения и обессоливания воды иониты широко используются в гидрометаллургии для извлечения благородных, цветных и редких металлов (Ag, Cu, Ni, Co и др.), а также для разделения близких по химическим свойствам элементов. Ионный обмен широко используется в аналитической химии.

Глава 8

s-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

s-Элементами I группы являются щелочные металлы — литий Li, натрий Na и элементы подгруппы калия — калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Некоторые сведения об этих элементах приведены ниже:

	$_3$Li	$_{11}$Na	$_{19}$K	$_{37}$Rb	$_{55}$Cs	$_{87}$Fr
Атомная масса . .	6,94	22,99	39,1	85,47	132,9	[223]
Валентные электроны	(2)$2s^1$	(8)$3s^1$	(8)$4s^1$	(8)$5s^1$	(8)$6s^1$	(8)$7s^1$
Металлический радиус атома, нм .	0,155	0,189	0,236	0,248	0,268	0,280
Радиус иона $Э^+$, нм	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165	0,175
Энтальпия гидратации $\Delta H_{гидр.}$ $Э^+$, кДж/моль . . .	—500	—390	—305	—280	—246	—
Энергия ионизации, эВ						
$Э^0 \rightarrow Э^+$, . . .	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	3,98
$Э^+ \rightarrow Э^{2+}$ . . .	75,6	47,3	31,8	27,5	25,1	—
Содержание в земной коре, мол. доли, % . . .	0,02	2,4	1,4	$7 \cdot 10^{-3}$	$9{,}5 \cdot 10^{-9}$	—
Природные изотопы	^{7}Li (92,70%) ^{6}Li (7,30%)	^{23}Na (100%)	^{39}K (93,10%) ^{41}K (6,88%) ^{40}K (0,02%, β-рад.)	^{85}Rb (72,15%) ^{87}Rb (27,85% β-рад.)	^{133}Cs (100%)	—

Атомы рассматриваемых элементов имеют единственный валентный электрон. По сравнению с элементами других подгрупп у них наиболее низкие первые энергии ионизации, размеры атомов и ионов наибольшие. Таким образом, у щелочных металлов наиболее сильно выражены металлические признаки. Они проявляют только степень окисления +1, так как вторая энергия ионизации у этих элементов очень сильно отличается по значению от первой.

§ 1. Литий

Литий Li от остальных щелочных металлов отличает большее значение энергии ионизации и небольшой размер атома и иона. Литий по свойствам напоминает магний (диагональное сходство в периодической системе).

Для лития наиболее характерно образование ионной связи. Поэтому координационное число Li в соединениях в отличие от остальных элементов 2-го периода больше 4. Вместе с тем вследствие небольшого размера ион лития характеризуется высокой энергией сольватации, а в литийорганических соединениях литий образует ковалентную связь.

Литий достаточно широко распространен в земной коре (0,002 мол. доли, %). Природный литий состоит из двух стабильных изотопов: ^{6}Li (7,3%) и ^{7}Li (92,7%). Искусственно получены радиоактивные изотопы. Наибольшую ценность имеют минералы *сподумен* $LiAl(SiO_3)_2$, *амблигонит* $LiAl(PO_4)F$ и *лепидолит* $Li_2Al_2(SiO_3)_3(F, OH)_2$.

Простое вещество. В виде простого вещества литий — мягкий серебристо-белый металл (т. пл. 179°C, т. кип. 1350°C). Из металлов он самый легкий (пл. 0,534 г/см^3).

Литий высоко химически активен. С кислородом и азотом взаимодействует уже при обычных условиях, поэтому на воздухе тотчас окисляется, образуя темно-серый налет продуктов взаимодействия (Li_2O, Li_3N). При температуре выше 200°С загорается. В атмосфере фтора и хлора, а также в парах брома и иода самовоспламеняется при обычных условиях. При нагревании непосредственно соединяется с серой, углем, водородом и другими неметаллами. Будучи накален, горит в CO_2.

С металлами литий образует интерметаллические соединения. С магнием, алюминием, цинком и с некоторыми другими металлами, кроме того, образует ограниченные твердые растворы. Заметно отличаясь атомным радиусом от остальных щелочных металлов, дает с ними эвтектические смеси.

Литий придает сплавам ряд ценных физико-химических свойств. Например, у сплавов алюминия с содержанием до 1% Li повышается механическая прочность и коррозионная стойкость, введение 2% Li в техническую медь значительно увеличивает ее электрическую проводимость и т. д.

По химической активности литий уступает некоторым металлам, хотя значение его стандартного электродного потенциала наиболее отрицательное ($E^0_{298} = -3{,}05$ В). Это обусловлено большой энтальпией гидратации иона Li^+, что обеспечивает значительно большее смещение равновесия

$$Li\ (т) \rightleftarrows Li^+\ (р) + e^-$$

в сторону ионизации металла, чем это имеет место у остальных щелочных металлов. Для слабо сольватирующих растворителей (например, в расплавах солей) значение его электродного потенциала соответствует его меньшей химической активности в ряду щелочных металлов.

Литий энергично разлагает воду, выделяя из нее водород, еще легче взаимодействует с кислотами.

Получают литий электролизом расплава эвтектической смеси LiCl — KCl. Его хранят под слоем вазелина или парафина в запаянных сосудах.

Важнейшей областью применения лития является атомная энергетика. Его используют как источник получения трития:

$$^6_3Li + ^1_0n = ^3_1H + ^4_2He$$

а также в качестве теплоносителя в атомных реакторах.

Соединения лития (I). Бинарные соединения лития — бесцветные кристаллические вещества; являются солями или солеподобными соединениями. По химической природе, растворимости и характеру гидролиза они напоминают производные кальция и магния. Из бинарных соединений и солей плохо растворимы LiF, Li_2CO_3, Li_3PO_4 и др.

Перекисные соединения для лития малохарактерны. Однако для него известны пероксид Li_2O_2, персульфид Li_2S_2 и перкарбид Li_2C_2.

Оксид лития Li_2O — белое твердое вещество. Получается взаимодействием простых веществ. Активно реагирует с водой, образуя гидроксид. С кислотами, кислотными и амфотерными оксидами образует соли.

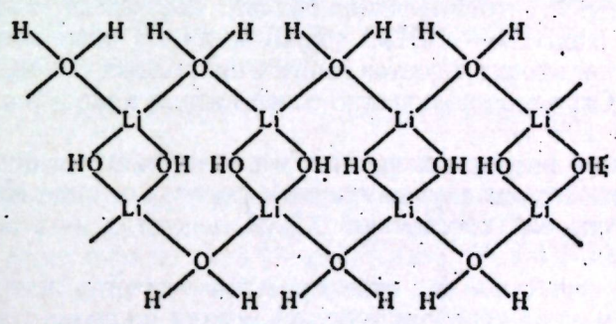
Гидроксид LiOH — бесцветное очень гигроскопическое вещество, растворимое в воде. Сильное основание. Однако по растворимости и силе LiOH уступает гидроксидам остальных s-элементов I группы. При накаливании LiOH (в отличие от ЭОН других щелочных металлов) разлагается:

$$2LiOH\ (к) \rightleftarrows Li_2O\ (к) + H_2O\ (ж), \qquad \Delta G^0_{298} = 82{,}2\ кДж/моль.$$

LiOH получают электролизом водных растворов LiCl. Применяется как электролит в аккумуляторах.

В отличие от Be (II) аквокомплексы Li (I) менее устойчивы. В имеющихся кристаллогидратах лития отдельные аквоионы не обнаружены.

В ряде кристаллогидратов молекулы воды участвуют в образовании мостиковых связей. Так, в $LiOH \cdot H_2O$ (решетка моноклинная) Li окружен четырьмя атомами кислорода (два от OH-групп и два других от молекул H_2O), образующими искаженный тетраэдр. Тетраэдры попарно соединены общими ребрами (за счет атомов кислорода OH-групп). Соседние пары тетраэдров связаны общими вершинами (через атомы кислорода молекул H_2O) и образуют бесконечную цепь состава $LiOH \cdot H_2O$:



Цепи связаны друг с другом за счет водородной связи.

В кристалле $LiClO_4 \cdot 3H_2O$ каждый ион Li^+ находится в центре октаэдра из молекул H_2O; но каждая молекула H_2O принадлежит двум таким октаэдрам, образуя гексагональные столбики состава $[Li_2(OH_2)_6]^{2+}$, между которыми помещаются ионы ClO_4^-.

При взаимодействии (совместной кристаллизации или сплавлении) солей лития с однотипными соединениями других щелочных металлов образуются эвтектические смеси, например $LiNO_3$ — KNO_3 (т. пл. 132°С), $LiNO_3$ — $NaNO_3$ — KNO_3 (т. пл. 120°С), LiCl — KCl (т. пл. 350°С) и др. Значительно реже образуются двойные соединения, например $M^{+1}LiSO_4$, $Na_3Li(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$, и твердые растворы.

Расплавы солей и их смесей составляют интересный и важный класс неводных растворителей. В расплавленных солях растворяется большинство металлов. Эти растворы имеют интенсивную окраску и являются очень сильными восстановителями. В них растворенные металлы находятся либо в атомарном состоянии, либо в виде сольватированных ионов необычно низкой ста-

пени окисления (Al^+, Ca^+, Be^+). Растворение металлов в расплавленных солях имеет значение для многих электрометаллургических и металлотермических процессов, для рафинирования металлов, проведения различных синтезов.

Соединения, растворяясь в расплавленных солях, ионизируются, образуя сольватированные ионы. Например, при растворении $CoCl_2$ в расплавленной эвтектике $LiNO_3$—KNO_3 образуется сольватированный ион $[Co(NO_3)_6]^{4-}$, а при добавлении к этому раствору KCl получается ион $[CoCl_4]^{2-}$. В расплавленных солях могут протекать реакции как без изменения, так и с изменением степени окисления элементов.

Ряд минералов и искусственных соединений лития (алюминат, титанат, карбонат, силикат, молибдат и др.) применяется в производстве эмалей, специальных стекол, пропускающих ультрафиолетовые лучи, и др. Литий образует металлорганические соединения, что определяет его значение в современном органическом синтезе.

§ 2. Натрий

Натрий — один из наиболее распространенных элементов на Земле (2,4 мол. доли, %). Он обнаружен в атмосфере Солнца и в межзвездном пространстве. Важнейшие минералы натрия: NaCl (*каменная соль, галит*), $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (*мирабилит, глауберова соль*), Na_3AlF_6 (*криолит*), $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (*бура*) и др. В сочетании с другими элементами он входит в состав многих природных силикатов и алюмосиликатов. Огромное количество солей натрия находится в гидросфере (около $1,5 \cdot 10^{16}$ т).

Соединения натрия содержатся в растительных и животных организмах, в последнем случае главным образом в виде NaCl. В крови человека ионы Na^+ составляют 0,32%, в костях — 0,6, в мышечной ткани — 0,6—1,5%.

Простое вещество. В виде простого вещества натрий — легкий (пл. 0,97), мягкий серебристо-белый металл со сравнительно невысокими температурами плавления (97,8°C) и кипения (883°C).

По химическим свойствам это активнейший металл. На воздухе тотчас окисляется, образуя рыхлые продукты окисления. При обычной температуре самовоспламеняется в атмосфере фтора и хлора. При небольшом подогревании энергично взаимодействует с жидким бромом, серой, иодом, водородом и др.

С многими металлами натрий образует интерметаллические соединения. Например, с оловом он дает ряд соединений: $NaSn_6$, $NaSn_4$, $NaSn_3$, $NaSn_2$, NaSn, Na_2Sn, Na_3Sn и др. С некоторыми металлами дает твердые растворы. Эвтектический сплав 24% Na и 76% K в обычных условиях представляет собой жидкость (т. пл. —12,6°C).

Натрий используется в металлотермии. Металлический натрий и его жидкий сплав с калием используется в органическом синтезе. Как восстановитель часто применяется амальгама натрия. Натрий используется также в качестве теплоносителя в ядерных энергетических установках, в клапанах авиационных двигателей, в химических производствах, где требуется равномерный обогрев в пределах 450—650°C.

Натрий получают электролизом расплавленного NaCl и реже NaOH. При производстве натрия из NaCl (т. пл. 800°C) температуру плавления электролита снижают (до 575—585°C) добавкой KCl, $CaCl_2$, NaF или других солей. Натрий хранят в запаянных сосудах или под керосином.

Соединения натрия (I). Для натрия (I) наиболее характерны ионные соединения. Его соединения имеют кристаллическое строение, отличаются большей или меньшей тугоплавкостью, в расплавленном состоянии являются электролитами, хорошо растворяются в воде. Труднорастворимы немногочисленные производные со сложными анионами, например гексагидроксостибат (V) $Na[Sb(OH)_6]$. Сравнительно мало растворим (в отличие от карбоната) его гидрокарбонат.

Поскольку поляризующее действие иона Na^+ незначительно, комплексные соединения для натрия нехарактерны. Даже аквокомплексы малоустойчивы. Поэтому большинство его солей кристаллогидратов не образуют. Относительно устойчивые кристаллогидраты типа $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ являются тектогидратами (см. с. 262).

Для натрия образование перекисных соединений более характерно, чем для лития. Так, взаимодействуя с кислородом, он (в отличие от лития) образует не оксид, а пероксид:

$$2Na\ (к) + O_2\ (г) = Na_2O_2\ (к), \qquad \Delta G^0_{298} = -446{,}9\ кДж/моль.$$

Оксид же натрия Na_2O получают косвенным путем — восстанавливая Na_2O_2 металлическим натрием. Известны также малостойкие озонид NaO_3 и надпероксид натрия NaO_2. При сплавлении натрия с серой образуются персульфиды типа Na_2S_2, Na_2S_3, Na_2S_4 и Na_2S_5.

Из соединений натрия важное значение в технике имеют его хлорид, гидроксид, карбонаты и многочисленные другие производные.

Хлорид натрия встречается в природе в огромных месторождениях. Он является основой для целого ряда важнейших производств, таких, как производство натрия, едкого натра, соды, хлора и др.

Гидроксид натрия (едкий натр, *каустическая сода*) в громадных количествах потребляется самыми разнообразными отраслями промышленности, главные из которых — производство мыл, красок, целлюлозы и др. Получают NaOH либо электролизом водных растворов NaCl, либо химическими методами.

Из химических методов наиболее распространен и з в е с т к о в ы й с п о с о б производства NaOH. В основе этого способа лежит реакция взаимодействия раствора соды с гашеной известью:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightleftarrows 2NaOH + CaCO_3$$

Равновесие реакции смещено в сторону образования NaOH вследствие плохой растворимости $CaCO_3$. Обработанная таким образом сода становится едкой (по-гречески *каустической*), поэтому-то получаемый

таким путем гидроксид натрия и называется каустической содой. Потребляют карбонаты натрия многие отрасли промышленности: химическая, мыловаренная, бумажная, текстильная, пищевая и др. Карбонаты натрия вырабатываются или в виде Na_2CO_3 (*кальцинированная сода*), или в виде кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (*кристаллическая сода*), или в виде гидрокарбоната $NaHCO_3$ (*питьевая сода*).

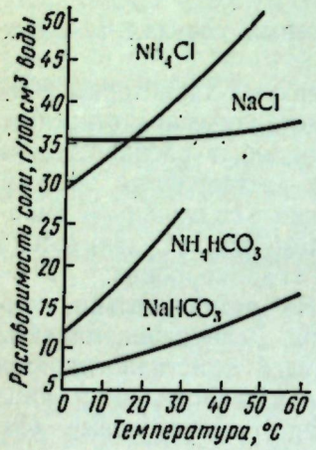


Рис. 201. Растворимость солей в воде, составляющих систему $NaCl + NH_4HCO_3 \rightleftarrows NaHCO_3 + NH_4Cl$

Сода чаще всего производится по аммиачно-хлоридному методу, основанному на реакции

$$NaCl + NH_4HCO_3 \rightleftarrows NaHCO_3 + NH_4Cl$$

равновесие которой смещается в сторону образования гидрокарбоната натрия ввиду его сравнительно малой растворимости. Кривые растворимости для солей, составляющих рассматриваемую систему, приведены на рис. 201.

Соду Na_2CO_3 можно получить также восстановлением сульфата натрия углем в присутствии карбоната кальция:

$$Na_2SO_4\ (т) + 2C\ (т) + CaCO_3\ (т) = CaS\ (т) + Na_2CO_3\ (т) + 2CO_2\ (г),$$

$$\Delta H = 502\ кДж/моль, \quad \Delta S = 370\ Дж/(град \cdot моль).$$

Поскольку эта реакция эндотермична, но протекает с увеличением энтропии системы, для ее осуществления необходимо нагревание.

§ 3. Подгруппа калия

Элементы подгруппы калия — калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr — наиболее типичные металлические элементы — катионогены. При этом с повышением порядкового номера этот признак у элементов усиливается. Для них наиболее характерны соединения с преимущественно ионным типом связи. Вследствие незначительного поляризующего действия ионов (малый заряд, устойчивость электронной структуры, большие размеры), комплексообразование с неорганическими лигандами для K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+ нехарактерно, даже кристаллогидраты для них почти не известны.

Наиболее важными минералами калия являются: *сильвин* KCl, *сильвинит* $NaCl \cdot KCl$, *карналлит* $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, *каинит* $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$.

Рубидий и цезий содержатся в минералах калия. Франций радиоактивен, стабильных изотопов не имеет. Он открыт в 1939 г. в продуктах радиоактивного распада урана ($4 \cdot 10^{-28}$ г на 1 г природного

урана). Его получают искусственно. Наиболее долгоживущий изотоп ^{212}Fr ($T_{1/2}$ = 20 мин) образуется при облучении урана протонами:

$$^{238}U\ (p,\ 6p21n)^{212}Fr$$

Вследствие малого периода полураспада изотопов сколько-нибудь заметных количеств франция накопить не удается, поэтому его свойства изучены недостаточно.

Простые вещества. В виде простых веществ калий и его аналоги — блестящие серебристо-белые (за исключением золотисто-желтого цезия) металлы с объемно-центрированной кристаллической решеткой (как Li и Na). Основные физические константы этих металлов (и для сравнения лития и натрия) приведены ниже:

	Li	Na	K	Rb	Cs
Пл., г/см³	0,53	0,97	0,85	1,5	1,9
Твердость (алмаз — 10)	0,6	0,4	0,5	0,3	0,2
S^0_{298}, Дж/моль·град	28,1	51,2	64,2	76,2	84,3
Теплоемкость (H_2O—1)	0,83	0,29	0,17	0,08	0,05
Электрическая проводимость	11	21	14	8	5
$\Delta H^0_{возг.298}$, кДж/моль	159,3	92,0	90,4	82,1	78,2
Т. пл., °C	179	98	63	39	29
Т. кип., °C	1350	900	776	689	666
E^0_{298} $Э^+ + e^- = Э$, В(раств.)	—3,05	—2,71	—2,92	—2,93	—2,92
$Э^+ + e^- = Э$, В (распл.)	—2,1	—2,43	—2,61	—2,74	—2,91

Как видно из приведенных данных, плотность K, Rb и Cs невелика (калий, подобно Li и Na, даже легче воды), температуры плавления и кипения невысокие. Эти металлы очень мягки и легко режутся ножом. Существенно, что от лития к натрию и далее к калию значения большинства констант меняются довольно резко.

Калий и его аналоги — исключительно реакционноспособные металлы. На воздухе калий тотчас окисляется, образуя рыхлые продукты взаимодействия; цезий и рубидий самовоспламеняются.

В атмосфере фтора и хлора эти металлы самовоспламеняются при обычных условиях. Взаимодействие их с жидким бромом сопровождается сильным взрывом. При нагревании они легко взаимодействуют с серой, водородом и другими неметаллами. С металлами образуют большей частью интерметаллические соединения.

Калий и его аналоги располагаются в самом начале ряда напряжений. Взаимодействие калия с водой сопровождается самовоспламенением выделяющегося водорода, а взаимодействие рубидия и цезия — даже взрывом.

Рассматриваемые металлы при нагревании и освещении сравнительно легко теряют электроны. Эта способность делает их ценным материалом для изготовления фотоэлементов.

В технике калий получают натрийтермическим методом из расплавленного гидроксида или хлорида, рубидий и цезий — методами металлотермии и термическим разложением соединений. Калий и его ана-

логи хранят в запаянных сосудах. Калий, кроме того, можно сохранять в керосине.

Соединения калия (I), рубидия (I), цезия (I). Производные калия и его аналогов являются преимущественно солями и солеподобными соединениями. По составу, кристаллическому строению, растворимости и характеру сольволиза их соединения проявляют большое сходство с однотипными соединениями натрия.

Кристаллы соединений щелочных металлов характеризуются высокими координационными числами. Так, гидриды ЭН имеют структуру типа NaCl, га-

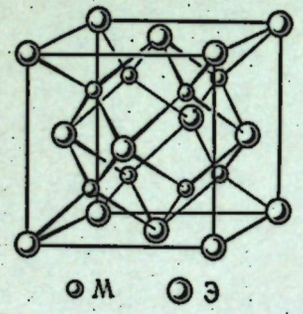


Рис. 202. Кристаллическая решетка M_2O (тип антифлюорита)

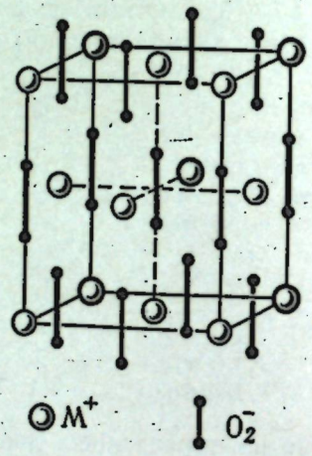


Рис. 203. Кристаллическая решетка надпероксидов типа MO_2

лиды ЭHal — структуру типа NaCl и CsCl. Оксиды $Э_2O$, сульфиды $Э_2S$, селениды $Э_2Se$ и теллуриды $Э_2Te$ калия и рубидия (а также Li и Na) имеют структуру типа антифлюорита (рис. 202), т. е. тетраэдро-кубическую координацию атомов.

В соответствии с усилением химической активности в ряду K — — Rb — Cs возрастает тенденция к образованию перекисных соединений. Так, в отличие от лития, дающего при сгорании на воздухе оксид, и натрия, переходящего в тех же условиях в пероксид, K, Rb и Cs при сгорании образуют **надпероксиды** $ЭO_2$ (рис. 203). Косвенным путем можно получить также **пероксиды** $Э_2O_2$, которые менее устойчивы, чем Na_2O_2.

Пероксиды и надпероксиды — сильные окислители. Водой, а тем более разбавленными кислотами они легко разлагаются:

$$2KO_2 + 2H^+ = 2K^+ + H_2O_2 + O_2$$

Еще более сильными окислителями являются **озониды** $ЭO_3$. Они образуются при действии озона на твердые гидроксиды:

$$4KOH + 4O_3 = 4KO_3 + O_2 + 2H_2O$$

При хранении озониды постепенно разлагаются уже в обычных условиях:

$$2KO_3 = 2KO_2 + O_2, \qquad \Delta G^0_{298} = -86 \text{ кДж/моль},$$

а в воде — бурно выделяя кислород:

$$4KO_3 + 2H_2O = 4K^+ + 4OH^- + 5O_2$$

Персульфиды (полисульфиды) калия и его аналогов могут быть получены кипячением сульфидов с избытком серы (или при сплавлении сухих сульфидов с серой). Устойчивость полисульфидов в ряду K — Rb — Cs также увеличивается. Для калия и его аналогов выделены и изучены все члены ряда $Э_2S_n$, вплоть до $n = 6$ (тогда как для Na до $n = 5$, а для Li до $n = 2$).

Оксиды (белый K_2O, желтый Rb_2O и оранжевый Cs_2O), подобно Na_2O, — очень реакционноспособные вещества, энергично взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды. Об усилении химической активности в ряду Li_2O — Na_2O — K_2O — Rb_2O — Cs_2O можно судить по изменению значений энергии Гиббса для реакции

$$^1/_2\ Э_2O\ (к) + {}^1/_2\ H_2O\ (г) = ЭOH\ (к)$$

которая для LiOH составляет —46,8 кДж/моль, для NaOH — 77,6, для KOH — 102,4, для RbOH —104,5, для CsOH —104,5 кДж/моль. Этот же пример свидетельствует о значительном изменении свойств при переходе от Li к Na и от Na к K.

$Э_2O$ можно получить восстановлением $ЭO_2$ металлами:

$$KO_2 + 3K = 2K_2O$$

Гидроксиды ЭOH — бесцветные очень гигроскопические вещества. При накаливании они, подобно NaOH, возгоняются без разложения. Хорошо растворяются в воде, при этом выделяется значительное количество тепла. В водных растворах ЭOH, подобно NaOH, ионизированы почти нацело и являются самыми сильными основаниями — *щелочами* — KOH, RbOH, CsOH. Из них наибольшее значение в технике имеет гидроксид калия (*едкое кали*) KOH. Его получают электролизом водного раствора KCl.

В противоположность аналогичным соединениям Li^+ и Na^+ такие соединения элементов подгруппы калия, как их оксохлораты (VII) $ЭClO_4$, хлороплатинаты (VI) $Э_2PtCl_6$, нитритокобальтаты (III) $Э_3[Co(NO_2)_6]$ и некоторые другие, труднорастворимы.

Из многочисленных производных элементов подгруппы калия наибольшее значение имеют производные калия. Около 90% добываемых солей калия потребляется как удобрения (в виде KNO_3, KCl, K_2SO_4 и др.). Соединения калия применяются также в производстве стекла, мыла и др. Соединения калия, рубидия, цезия и франция используются в медицине.

Глава 9
s- И p-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

В главную подгруппу VIII группы входят гелий He, неон Ne, аргон Ar и элементы подгруппы криптона — криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Их атомы имеют завершенную конфигурацию внешнего электронного слоя $1s^2$ (He) и ns^2np^6.

	$_{2}$He	$_{10}$Ne	$_{18}$Ar	$_{36}$Kr	$_{54}$Xe	$_{86}$Rn
Атомная масса . .	4,0026	20,984	39,948	83,80	131,30	[222]
Валентные электроны	$1s^2$	$(2)2s^22p^6$	$(8)3s^23p^6$	$(18)4s^24p^6$	$(18)5s^25p^6$	$(18)6s^26p^6$
Радиус атома Э, нм	0,122	0,160	0,192	0,198	0,218	0,22
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ . .	24,59	21,57	15,76	14,00	12,13	10,75
Содержание в земной атмосфере, об. доли, % . .	$5\cdot10^{-4}$	$1{,}8\cdot10^{-3}$	$9{,}3\cdot10^{-1}$	$1{,}1\cdot10^{-4}$	$8{,}6\cdot10^{-6}$	$6\cdot10^{-20}$

Поэтому молекулы этих элементов одноатомны. В обычных условиях простые вещества *s-* и *p*-элементов VIII группы представляют собой газы, их называют *благородными* или *инертными газами*.

§ 1. Гелий

Гелий He по сравнению с другими элементами обладает наибольшей энергией ионизации атома (24,59 эВ). Особая устойчивость электронной структуры атома отличает гелий от всех остальных химических элементов.

Гелий по физическим свойствам наиболее близок к молекулярному водороду. Вследствие ничтожной поляризуемости атомов гелия у него самые низкие температуры кипения (—269°C) и плавления (—272°C при $2{,}5\cdot10^6$ Па).

Гелий хуже других газов растворяется в воде и других растворителях. В 1 л воды, например, растворяется при 0°C менее 10 мл He, т. е. в два с лишним раза меньше, чем H_2, и в 51 000 раз меньше, чем HCl.

В обычных условиях гелий химически инертен, но при сильном возбуждении атомов он может образовывать молекулярные ионы He_2^+ $[(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^1]$. В обычных условиях эти ионы неустойчивы; захватывая недостающий электрон, они распадаются на два нейтральных атома. Возможно также образование ионизированных молекул HeH^+ $[(\sigma_s^{св})^2]$.

Гелий — наиболее распространенный после водорода элемент космоса — состоит из двух стабильных изотопов: ^{4}He и ^{3}He. Спектральный анализ показывает присутствие его в атмосфере Солнца, звезд, в метеоритах. Накапливание ядер ^{4}He во Вселенной обусловлено термоядерной реакцией, служащей источником солнечной и звездной энергии:

$$4\,{}^1_1H = {}^4_2He + 2\beta^+ + 2\tilde{\nu}$$

В земной коре гелий накапливается за счет α-распада радиоактивных элементов, содержится растворенным в минералах, в самородных металлах. Изотоп ^{3}He образуется за счет ядерных реакций, вызываемых космическим излучением, например:

$${}^{14}_7N + {}^1_0n = {}^{12}_6C + {}^3_1T; \qquad {}^3_1T = {}^3_2He + \beta^-$$

Ядра гелия (α-частицы) чрезвычайно устойчивы и широко используются для проведения различных ядерных реакций.

В промышленности гелий в основном выделяют из природных газов методом глубокого охлаждения. При этом он, как самое низкокипящее вещество, остается в виде газа, тогда как все другие замораживаются.

Газообразный гелий применяется для создания инертной атмосферы при сварке металлов, при консервации пищевых продуктов и др. Жидкий гелий применяется в лаборатории в качестве хладоагента при работах по физике низких температур.

§ 2. Неон

Неон, как и He, обладает очень высоким ионизационным потенциалом (21,57 эВ); поэтому соединений валентного типа не образует.

Основное отличие его от He обусловливается относительно большей поляризуемостью атома, т. е. несколько большей склонностью образовывать межмолекулярную связь. Неон имеет очень низкие температуры кипения (—245,9°C) и плавления (—248,6°C), уступая лишь гелию и водороду. По сравнению с гелием у неона несколько большая растворимость и способность адсорбироваться.

Как и гелий, неон при сильном возбуждении атомов образует молекулярные ионы типа Ne_2^+:

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_s^{разр})^2(\sigma_x^{св})^2(\pi_p^{св})^4(\pi_p^{разр})^4(\sigma_x^{разр})^1.$$

Неон получают совместно с гелием в качестве побочного продукта в процессе сжижения и разделения воздуха. Разделение гелия и неона осуществляется за счет адсорбции или конденсации. Адсорбционный метод основан на способности неона в отличие от гелия адсорбироваться активированным углем, охлаждаемым жидким азотом. Конденсационный способ основан на вымораживании неона при охлаждении смеси жидким водородом.

Неон применяется в электровакуумной технике для наполнения стабилизаторов напряжения, фотоэлементов и других приборов. Различные типы неоновых ламп с характерным красным свечением упот-

ребляют в маяках и других осветительных устройствах, рекламах и т. п.

Природный неон состоит из трех стабильных изотопов: ^{20}Ne, ^{21}Ne и ^{22}Ne.

§ 3. Аргон

Валентный слой атома аргона, как и неона, содержит восемь электронов. Вследствие большой устойчивости электронной структуры атома (энергия ионизации 15,76 эВ) соединения валентного типа для аргона не получены. Имея относительно больший размер атома (молекулы), аргон более склонен к образованию межмолекулярных связей, чем гелий и неон. Поэтому аргон в виде простого вещества характеризуется несколько более высокими температурами плавления (—189,3°С) и кипения (—185,9°С). Он лучше адсорбируется.

Аргон образует молекулярные соединения включения — клатраты — с водой, фенолом, толуолом и другими веществами. Гидрат аргона примерного состава $Ar \cdot 6H_2O$ представляет собой кристаллическое вещество, разлагающееся при атмосферном давлении при —42,8°С. Его можно получить непосредственным взаимодействием аргона с водой при 0°С и давлении порядка $1{,}5 \cdot 10^7$ Па. С соединениями H_2S, SO_2, CO_2, HCl аргон дает двойные гидраты, т. е. смешанные клатраты.

Аргон получают при разделении жидкого воздуха, а также из отходов газов синтеза аммиака. Аргон применяют в металлургических и химических процессах, требующих инертной атмосферы (аргоно-дуговая сварка алюминиевых и алюмо-магниевых сплавов), в светотехнике (флюоресцентные лампы, лампы накаливания, разрядные трубки), электротехнике, ядерной энергетике (ионизационные счетчики и камеры) и т. п.

На Земле аргон значительно более распространен, чем остальные инертные газы. Его объемная доля в земной атмосфере составляет (0,93%). Он находится в виде смеси трех стабильных изотопов: ^{40}Ar (99,600%), ^{38}Ar (0,063%) и ^{36}Ar (0,337%). Изотоп ^{40}Ar образуется в природных условиях при распаде изотопа ^{40}K посредством электронного захвата из K-слоя (т. е. 1s-электрона калия):

$$^{40}_{19}K + e^- \rightarrow {}^{40}_{18}Ar$$

§ 4. Подгруппа криптона

Криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn характеризуются меньшей энергией ионизации атомов, чем типические элементы VIII группы. Поэтому элементы подгруппы криптона дают соединения обычного типа. Так, ксенон проявляет степени окисления +2, +4, +6 и +8. По характеру соединений ксенон напоминает близкий к нему по значению энергии ионизации иод.

Элементы подгруппы криптона отличаются от других благородных газов большими размерами атомов (молекул) и большей их поляризуемостью.

Увеличение поляризуемости молекул по мере роста в ряду He—Ne—Ar — Kr — Xe характеризуется следующими соотношениями: 1 : 2 : 3 : 12 : 20 (поляризуемость молекулы Xe в 20 раз выше, чем He). Рост поляризуемости сказывается на усилении межмолекулярного взаимодействия, а это последнее — на возрастании температур кипения и плавления простых веществ:

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$r_э$, нм	0,122	0,160	0,192	0,198	0,218	0,22
Т. кип., °С	—269	—246	—186	—153	—108	—62
Т. пл., °С	—272*	—249	—189	—157	—112	—71
Растворимость в 1 л воды при 0°С, мл	10	—	60	—	500	—

В ряду He — Ne — Ar — Kr — Xe — Rn усиливается также растворимость газов в воде и других растворителях, возрастает склонность к адсорбции и т. д. В твердом состоянии, подобно Ne и Ar, криптон, ксенон и радон имеют кубическую гранецентрированную кристаллическую решетку (см. рис. 66, *а*).

В ряду He — Rn возрастает и устойчивость соединений включения. Так, температура, при которой упругость диссоциации клатратов $Ar \cdot 6H_2O$, $Kr \cdot 6H_2O$ и $Xe \cdot 6H_2O$ достигает атмосферного давления, соответственно равна: —43, —28 и —4°С. Наоборот, чтобы получить при 0°С гидрат ксенона, достаточно применить давление чуть больше атмосферного. Для получения гидратов криптона, аргона и неона необходимо давление соответственно в $1{,}5 \cdot 10^6$, $1{,}5 \cdot 10^7$ и $3 \cdot 10^7$ Па. Можно ожидать, что гидрат гелия удастся получить лишь под давлением порядка 10^8 Па.

Кроме гидратов для элементов подгруппы криптона получены и другие молекулярные соединения клатратного типа (Б. А. Никитин). Различие в устойчивости клатратных соединений используется для разделения благородных газов. В промышленном масштабе криптон извлекают вместе с ксеноном при ректификации жидкого воздуха.

Криптон применяется в электровакуумной технике, смеси его с ксеноном используются в качестве наполнителей различного рода осветительных ламп и трубок. Радиоактивный радон находит применение в медицине (например, «радоновые ванны»).

Соединения криптона, ксенона, радона. Большинство валентных соединений благородных газов при обычных условиях — твердые, устойчивые вещества. Температура плавления у них обычно выше 100°С; многие из них легко возгоняются.

---

* При давлении $2{,}5 \cdot 10^6$ Па.

Все многообразные соединения благородных газов получают, исходя из фторидов. Фториды же получают прямым синтезом из простых веществ. Образование фторидов ксенона происходит с выделением теплоты:

$$Xe\ (г) + F_2\ (г) = XeF_2\ (к) \qquad \Delta H^0_{298} = -176\ кДж/моль;$$

$$Xe\ (г) + 2F_2\ (г) = XeF_4\ (к), \qquad \Delta H^0_{298} = -252\ кДж/моль;$$

$$Xe\ (г) + 3F_2\ (г) = XeF_6\ (к), \qquad \Delta H^0_{298} = -295\ кДж/моль.$$

При этом ксенон горит в атмосфере фтора ярким пламенем. Состав получаемых продуктов окисления ксенона фтором зависит от состава исходной смеси, времени и условий взаимодействия. Синтез фторида криптона протекает сложнее. Этот процесс требует затраты энергии. Общий обзор соединений благородных газов приведен в табл. 45.

Таблица 45

Соединения благородных газов

Тип соединений	Соединение со степенью окисления благородного газа			
	+2	+4	+6	+8
Галиды	K_2F_2 XeF_2, $XeCl_2$ (RnF_2)	— XeF_4 (RnF_4)	— XeF_6 (RnF_6)	— — —
Оксиды	—	—	XeO_3	XeO_4
Оксофториды	—	—	$XeOF_4$ XeO_2F_2	XeO_3F_2
Фторокомплексы*	[XeF] [MF_6] [KrF] [MF_6]	[XeF_3] [MF_6] —	[XeF_5] [MF_6] [$XeOF_3$] [MF_6] Cs_2 [XeF_8]	[$XeOF_5$] [MF_6] —
Соли оксокислот	Xe [ClO_4]$_2$ [XeF] [NO_3]	— —	— —	— —
Кислоты	—	—	H_2XeO_4	H_4XeO_6

* M = Pt, Ir, Os, Ru, Au, Nb, Ta, Sb.

Как показывают расчеты, перевод p-электронов атомов Kr и Xe в другие энергетические состояния требует большой затраты энергии. Так, возбуждение атома Xe от его нормального состояния $5s^25p^6$ в состояние $5s^25p^56s^1$ и $5s^25p^55d^1$ требует 795 и 963 кДж/моль, а возбуждение в состояние $5s^25p^45d^2$ и $5s^25p^45d^16s^1$ — 1758 и 1926 кДж/моль. Столь большая затрата энергии не может окупиться при формировании двухэлектронных двухцентровых связей.

Для объяснения образования соединений элементов подгруппы ксенона привлекают представление о трехцентровых четырехэлектронных связях (см. рис. 139). Так, в линейной молекуле XeF_2 за счет одной

5p-орбитали атома Xe и двух 2p-орбиталей атомов F образуются три трехцентровые молекулярные орбитали — связывающая, несвязывающая и разрыхляющая (рис. 204). При этом на три молекулярные орбитали приходится четыре электрона, которые располагаются на связывающей и несвязывающей орбиталях, так что в результате образуется довольно прочная связь. Несвязывающая орбиталь практически

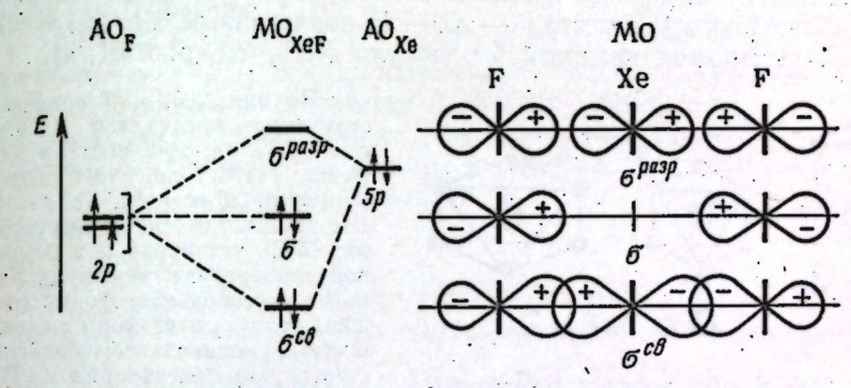


Рис. 204. Трехцентрозые орбитали в молекуле XeF_2

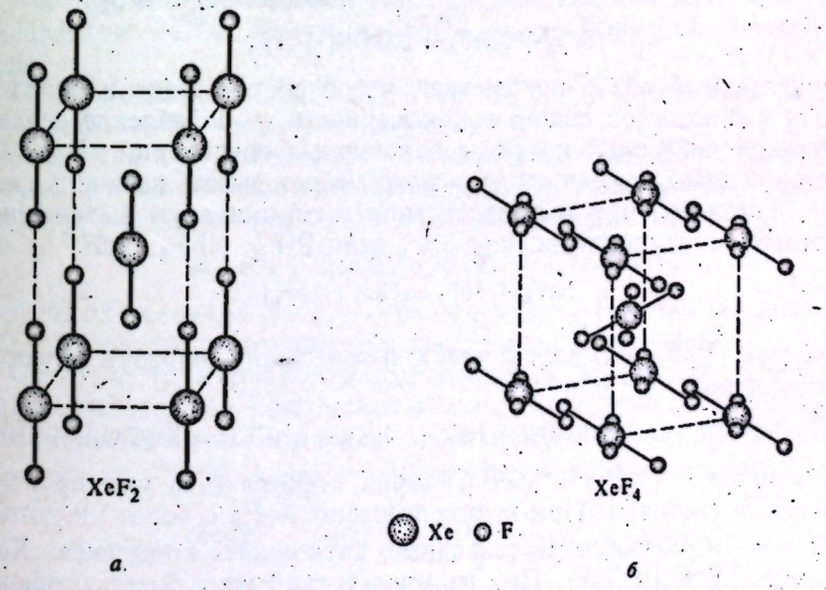


Рис. 205. Структура кристаллов XeF_2 и XeF_4

сосредоточена у атома фтора. В молекуле XeF_2 происходит частичный перенос заряда от атома Xe к атому F и эффективный заряд последнего оказывается отрицательным ($\delta_F \approx -0{,}5$). Таким образом, роль лигандов в соединениях инертных газов могут играть лишь наиболее

электроотрицательные атомы типа галогенов и кислорода. Далее, поскольку центральный атом выступает в роли донора электронной пары, то прочность связи должна в общем уменьшаться с увеличением значения его энергии ионизации. Отсюда становится понятным, почему наиболее устойчивы соединения ксенона, а для He, Ne и Ar соединения не известны.

Поскольку каждая 5*p*-орбиталь атома ксенона способна к образованию линейного фрагмента F — Xe — F, аналогичным образом можно объяснить строение квадратной молекулы XeF_4 (см. рис. 51, *к*).

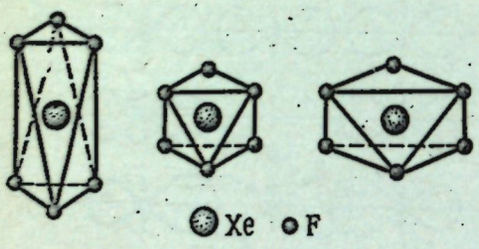


Рис. 206. Форма молекул гексафторида ксенона

На рис. 205, *а*, *б* приведена структура кристаллов XeF_2 (т. пл. 140°C, пл. 4,32 кг/м³) и XeF_4 (т. пл. 114°C, пл. 4,04 кг/м³). Гексафторид ксенона XeF_6 — белое кристаллическое вещество (т. пл. 46°C), устойчиво при комнатной температуре. Молекула XeF_6 имеет своеобразную форму (рис. 206), отличную от форм молекул (октаэдр) подавляющего большинства других гексафторидов. Гексафторид XeF_6 чрезвычайно химически активен, например взаимодействует с SiO_2:

$$SiO_2 + 2XeF_6 = 2XeOF_4 + SiF_4$$

Приведенный обзор показывает, что с ростом степени окисления ксенона наблюдается общая закономерность — ослабление основной и усиление кислотной природы однотипных соединений. Так, XeF_2 является основным соединением и может образовывать катионные комплексы, например, при взаимодействии с такими ярко выраженными кислотными соединениями, как SbF_5 (или PtF_5, NbF_5, TaF_5 и пр.):

$$XeF_2 + SbF_5 = [XeF][SbF_6]$$

Кроме того, XeF_2 вступает в реакции замещения, образуя солеподобные соединения:

$$XeF_2 + HClO_4 = [XeF][ClO_4] + HF; \qquad XeF_2 + 2HClO_4 = Xe[ClO_4]_2 + 2HF$$

В отличие от XeF_2 и XeF_4 фторид ксенона (VI) уже проявляет амфотерные свойства. При взаимодействии XeF_6 с более кислотными фторидами образуются производные катионного комплекса XeF_5^+, например, $[XeF_5][SO_3F]$. При взаимодействии же с более основными фторидами образуются гепта- или октофтороксенаты (VI), например:

$$CsF + XeF_6 = Cs[XeF_7]$$

$$2CsF + XeF_6 = Cs_2[XeF_8]$$

Фтороксенаты (VI) цезия и рубидия устойчивы (разлагаются выше 400°C).

О наличии у оксофторида ксенона (VI) $XeOF_4$ основных признаков свидетельствует существование соединений катионного комплекса $XeOF_3^+$ (например: $[XeOF_3][SbF_6]$), кислотных — комплекса $XeOF_5^-$ (например: $[NO][XeOF_5]$). Кислотная природа оксида ксенона (VI) XeO_3 проявляется в наличии производных анионного комплекса XeO_4^{2-}, т. е. солей — оксоксенатов (VI), которые во многом напоминают оксосульфаты (VI).

Триоксид ксенона XeO_3 — белое, нелетучее, чрезвычайно взрывчатое соединение ($\Delta H_f^0 = 401{,}7$ кДж/моль). Молекула XeO_3 имеет структуру тригональной пирамиды ($\angle XeOXe = 103°$, $d_{XeO} = 0{,}176$ нм). Триоксид легко образуется в результате гидролиза XeF_6, $XeOF_4$ или окислительно-восстановительного (диспропорционирование) гидролиза XeF_4, например, действием на эти соединения влажного воздуха:

$$XeF_6 + H_2O = XeOF_4 + 2HF$$

$$XeOF_4 + 2H_2O = XeO_3 + 4HF$$

$$6XeF_4 + 12H_2O = 2XeO_3 + 4Xe + 3O_2 + 24HF$$

Оксотетрафторид ксенона $XeOF_4$ — бесцветная жидкость, замерзающая при —28°C. Молекула $XeOF_4$ имеет форму квадратной пирамиды.

Производные ксенона (VIII) — оксид XeO_4, оксофторид XeO_3F_2 — преимущественно кислотные соединения.

Молекула XeO_4 имеет форму тетраэдра с атомом Xe в центре ($d_{XeO} = 0{,}16$ нм). Тетраоксид получают действием безводной H_2SO_4 на оксоксенат (VIII) бария при комнатной температуре:

$$Ba_2XeO_6 + 2H_2SO_4 = 2BaSO_4 + XeO_4 + 2H_2O$$

В обычных условиях XeO_4 — газ; медленно разлагается на Xe, XeO_3 и O_2. В твердом состоянии взрывается даже при —40°C.

Состав и структура гексаоксоксенатов (VIII) (по аналогии с периодатами, называемых еще *перксенатами*) полностью соответствуют положению ксенона в 5-м периоде. Как и другие оксо-ионы *p*-элементов 5-го периода, XeO_6^{4-} имеет структуру октаэдра с атомом Xe в центре:

$$SnO_6^{8-} \quad SnO_6^{7-} \quad TeO_6^{6-} \quad IO_6^{5-} \quad XeO_6^{4-}$$

Оксоксенаты (VIII) $Na_4XeO_6 \cdot 6H_2O$, $Na_4XeO_6 \cdot 8H_2O$, $Ba_2XeO_6 \cdot 1{,}5H_2O$ устойчивы, в воде практически не растворяются. Известны также анионы $HXeO_6^{3-}$, $H_2XeO_6^{2-}$ и $H_3XeO_6^-$.

Соединения ксенона — сильные окислители. Так, ион XeO_6^{4-} в кислой среде более сильный окислитель, чем даже ион MnO_4^- и фтор (стандартный электродный потенциал системы XeO_6^{4-}/Xe составля-

ет 3,0 В, а системы F_2/F^- 2,87 В). С помощью соединений ксенона удалось перевести в высшую степень окисления практически все элементы. (В частности, с помощью XeF_2 получены AuF_5, BrF_7.)

Для соединений ксенона характерны также реакции диспропорционирования, например:

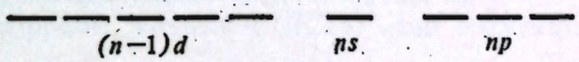
$$4\overset{+6}{Xe}F_6 + 18Ba(OH)_2 = 3Ba_2\overset{+8}{Xe}O_6 + \overset{0}{Xe} + 12BaF_2 + 18H_2O$$

Химия благородных газов интенсивно изучается, намечаются пути практического использования результатов исследований. Делаются попытки улавливать в виде фторидов выделяющиеся в атомных реакторах радиоактивные криптон и ксенон. Фториды используются в качестве фторирующих и окисляющих агентов. Оксиды ксенона представляют интерес как взрывчатые вещества, не оставляющие при взрыве твердых остатков.

Раздел III
ХИМИЯ *d*-ЭЛЕМЕНТОВ

Глава 1
ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ

d-Элементы называют также *переходными*. Они расположены в периодической системе в больших периодах между *s*- и *p*-элементами. Как известно (см. табл. 3), характерной особенностью переходных элементов является то, что в их атомах заполняются орбитали не внешнего слоя (как у *s*- и *p*-элементов), а предвнешнего (*d*-элементы) слоя. У *d*-элементов валентными являются энергетически близкие девять орбиталей — одна *ns*-орбиталь, три *np*-орбитали и пять $(n-1)d$-орбиталей:



На внешнем слое у *d*-элементов находятся 1—2 электрона (*ns*-состояние), остальные валентные электроны расположены в $(n-1)$ *d*-состоянии предвнешнего слоя. Подобное строение электронных оболочек атомов *d*-элементов определяет ряд их общих свойств. Простые вещества, образованные переходными элементами, являются металлами (число валентных электронов в их атомах заметно меньше числа орбиталей).

§ 1. Степени окисления *d*-элементов

За немногим исключением, *d*-элементы проявляют переменную степень окисления. Почти для всех *d*-элементов, в частности, возможна степень окисления +2 — по числу внешних электронов. Высшая степень окисления большинства *d*-элементов отвечает номеру группы периодической системы, в которой они находятся. В отличие от подгрупп *s*- и *p*-элементов в подгруппах *d*-элементов с увеличением порядкового номера элемента значение устойчивой степени окисления возрастает.

Вследствие разнообразия степеней окисления для химии *d*-элементов очень характерны окислительно-восстановительные реакции. По этой же причине почти каждый из *d*-элементов имеет соединения, резко отличающиеся по своим кислотно-основным свойствам, на-

пример:

$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4$	H_2MnO_4	$HMnO_4$
основание средней силы	основание слабое	амфотерный гидроксид	кислота сильная	кислота очень сильная

§ 2. Координационные соединения d-элементов

Значительная часть соединений переходных элементов относится к числу *координационных*. Среди последних весьма разнообразны комплексные соединения *d*-элементов. Напомним, что для координационных соединений характерно то, что в структуре их кристаллических решеток нет отдельных молекул данного соединения (например, NaCl, CoO, $K_4[Fe(CN)_6]$). Каждый атом (ион) в таких соединениях окружен некоторым числом лигандов (атомы, ионы или группировки атомов). Если подобные комплексы (центральный атом и окружающие его лиганды) при переходе соединения в раствор не разрушаются, то такие координационные соединения относят к *комплексным*. Сопоставим структуры двух координационных соединений: CoO (структурный тип NaCl, см. рис. 69, *а*) и $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ (см. рис. 68). Очевидно, что последнее соединение является комплексным, а CoO к комплексным соединениям не относится.

Для объяснения образования и свойств комплексных соединений в настоящее время применяются *теория валентных связей* (ТВС), *теория кристаллического поля* (ТКП) и *теория молекулярных орбиталей* (ТМО).

Описание комплексных соединений с позиций ТВС было дано на с. 97. В настоящее время теория валентных связей применительно к комплексным соединениям потеряла свое былое значение. При всех своих достоинствах она не объясняет ряд важных свойств соединений, в частности их спектры поглощения, детали магнитных свойств и др.

§ 3. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля

Теория кристаллического поля основана на предположении, что между комплексообразователем и лигандами осуществляется чисто электростатическое взаимодействие (ионная связь). Однако в отличие от классических электростатических представлений (см. с. 86) в теории кристаллического поля учитывается влияние электростатического поля лигандов на энергетическое состояние электронов комплексообразователя.

Первоначально теория кристаллического поля была применена для объяснения свойств кристаллических веществ и отсюда получила свое название. Однако она равно применима к любым системам геометрически правильно расположенных электрически взаимодействующих частиц, например к отдельному комплексу.

Рассмотрим основные положения теории кристаллического поля на примере одноядерных комплексов *d*-элементов. Напомним, что пять

d-орбиталей по-разному располагаются в пространстве относительно атомного ядра. Орбиталь d_{z^2} сконцентрирована вдоль оси *z*, орбиталь $d_{x^2-y^2}$ — вдоль осей *x* и *y*, тогда как орбитали d_{xy}, d_{xz} и d_{yz} расположены по биссектрисам между осями (см. рис. 7)*.

В свободном атоме или ионе все пять *d*-орбиталей одного и того же уровня имеют одинаковую энергию, т. е. они вырождены. Если

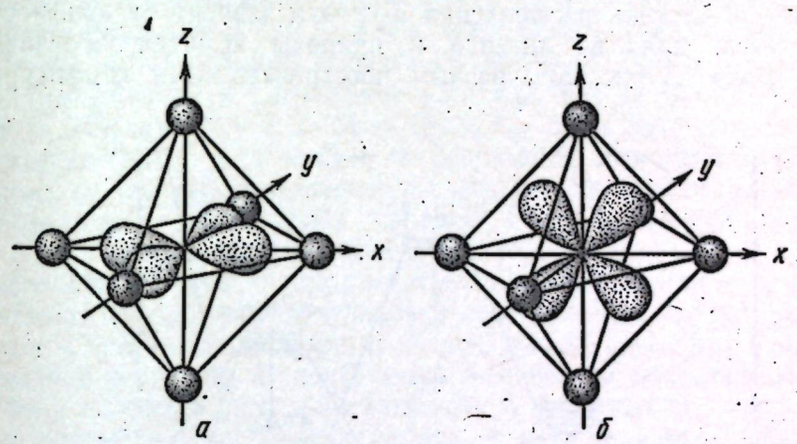


Рис. 207. Орбитали $d_{x^2-y^2}$ (*а*) и d_{xz} (*б*) в октаэдрическом поле лигандов

ион *d*-элемента внести в центр сферы равнораспределенного отрицательного заряда (гипотетический случай), то на все пять электронных облаков будет действовать одинаковая сила отталкивания. В результате отталкивание между этой сферой и *d*-электронами приведет к возбуждению *d*-уровня, однако вырождение не снимается.

Иная картина возникает, если ион попадает в октаэдрическое, тетраэдрическое или иное окружение (менее симметричное, чем сферическое). Допустим, положительный ион *d*-элемента находится в октаэдрическом окружении отрицательно заряженных ионов или полярных молекул. В этом случае d_{z^2}- и $d_{x^2-y^2}$-электроны испытывают бо́льшее электростатическое отталкивание от лигандов, чем d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-электроны (рис. 207). Следовательно, энергия *d*-электронов в этих условиях не одинакова: в d_{z^2}- и $d_{x^2-y^2}$-состоянии энергия выше, чем в d_{xy}-, d_{xz}- и d_{yz}-состоянии. Таким образом, если в свободном или находящемся в сферическом поле ионе пять *d*-орбиталей имеют одинаковую энергию, то в октаэдрическом поле лигандов они разделяются на две группы с разными энергиями — в три и две орбитали (рис. 208).

Для тетраэдрического окружения картина расщепления будет обратной. В этом случае наиболее близки к лигандам

* Орбитали d_{z^2} и $d_{x^2-y^2}$ обычно обозначают d_γ, а орбитали d_{xy}, d_{xz} и d_{yz} обозначают d_ε.

d_{xy}-, d_{xz}-, d_{yz}-орбитали (рис. 209). Следовательно, d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-электроны испытывают большее электростатическое отталкивание, чем d_{z^2}- и $d_{x^2-y^2}$-электроны. Поэтому d_{z^2}- и $d_{x^2-y^2}$-орбитали обладают низкой, а d_{xy}-, d_{xz}- и d_{yz}-орбитали — более высокой энергией (см. рис. 208).

Энергетическая разность d-уровней Δ называется *энергией расщепления*. Степень расщепления d-уровня зависит от конфигурации комплекса, природы лиганда и природы комплексообразователя. Как видно из рис. 208, разным пространственным конфигурациям

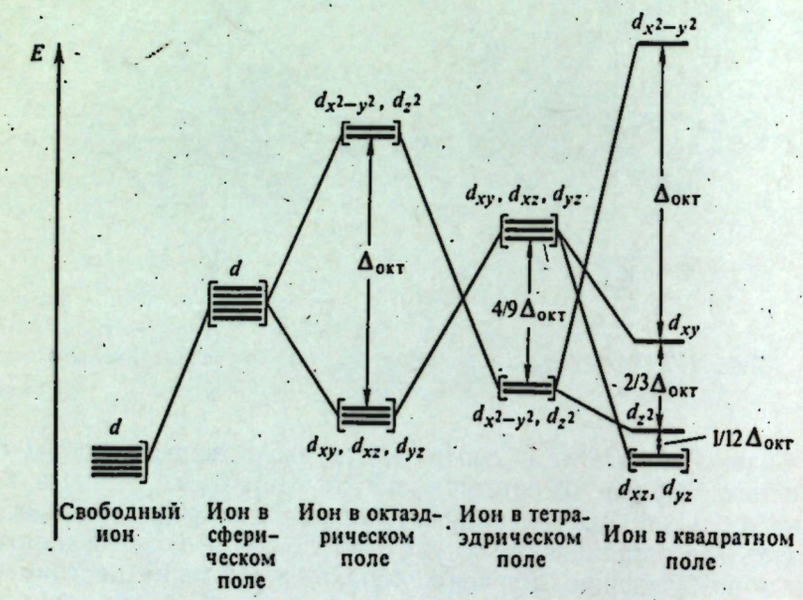


Рис. 208. Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии

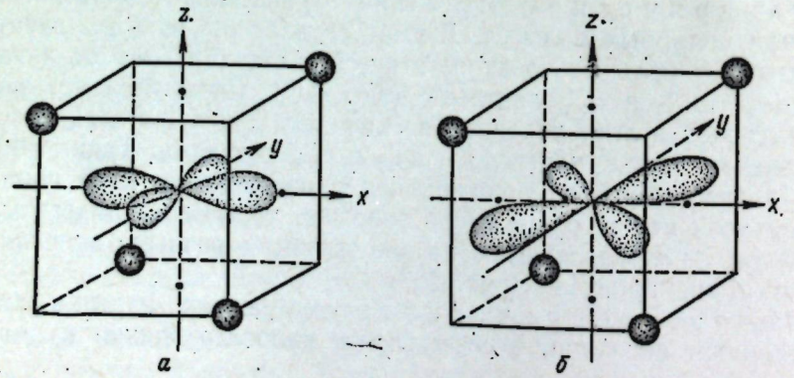


Рис. 209. Орбитали $d_{x^2-y^2}$ (*а*) и d_{xy} (*б*) в тетраэдрическом поле лигандов

комплексов соответствует разная величина Δ. Для тетраэдрического окружения Δ меньше, а для квадратного окружения суммарное расщепление значительно превышает Δ октаэдрического окружения. Если лиганды и их расстояние от комплексообразователя одинаковы, то величина Δ для тетраэдрического окружения составит $^4/_9$ октаэдрического окружения ($\Delta_{тетр} = {}^4/_9\Delta_{окт}$).

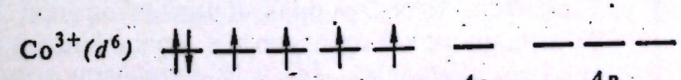
При одном и том же центральном ионе и одинаковой конфигурации комплексов значение Δ тем больше, чем сильнее поле, создаваемое лигандами. По способности вызвать расщепление d-уровня лиганды можно расположить в следующий ряд: CO, $CN^- > NO_2^- > NH_3 > NCS^- > OH_2 > OH^- > F^- > Cl^- > Br^- > I^-$. Этот ряд, называемый *спектрохимическим*, был найден в результате экспериментального исследования спектров комплексов и квантовомеханических расчетов.

На величину расщепления уровней энергии кристаллическим полем влияет степень окисления центрального атома и тип имеющихся у него d-электронов. С увеличением степени окисления d-элемента (возрастания заряда иона) Δ увеличивается, так как лиганды ближе подходят к центральному иону и, следовательно, вызывают большее расщепление d-уровня. В подгруппах d-элементов при переходе от 4-го к 5-му и в особенности к 6-му периоду Δ однотипных комплексов заметно возрастет. Это объясняется тем, что 4d- и 5d-орбитали простираются в пространстве дальше от ядра, чем 3d-орбитали. Это отвечает более сильному отталкиванию электронов и лигандов и соответственно большему расщеплению 4d- и 5d- уровней по сравнению с 3d-уровнем.

Низко- и высокоспиновые комплексы. Теория кристаллического поля достаточно просто и наглядно объясняет магнитные свойства комплексов, их спектры и ряд других свойств. Для понимания этих свойств необходимо знать характер распределения электронов по d-орбиталям иона, находящегося в поле лигандов. Последнее зависит от соотношения величины энергии расщепления Δ и энергии отталкивания электронов друг от друга.

Если энергия межэлектронного отталкивания оказывается больше энергии расщепления, то пять d-орбиталей последовательно заполняются сначала по одному, а затем по второму электрону. Это случай с л а б о г о п о л я. Если же энергия расщепления Δ превышает энергию межэлектронного отталкивания, то сначала полностью заполняются орбитали с меньшей энергией, а затем орбитали с большей энергией. Это случай с и л ь н о г о п о л я.

В качестве примера рассмотрим характер распределения 3d-электронов иона Co^{3+} при образовании октаэдрических комплексов $[CoF_6]^{3-}$ и $[Co(NH_3)_6]^{3+}$. В свободном ионе Co^{3+} ($3d^6$) электроны располагаются следующим образом:



Рассчитано, что энергия отталкивания электронов одной и той же орбитали для иона Co^{3+} равна 251 кДж/моль, энергия расщепления его 3*d*-орбиталей в октаэдрическом поле ионов F^- составляет 156 кДж/моль, а в поле молекул H_3N — 265 кДж/моль.

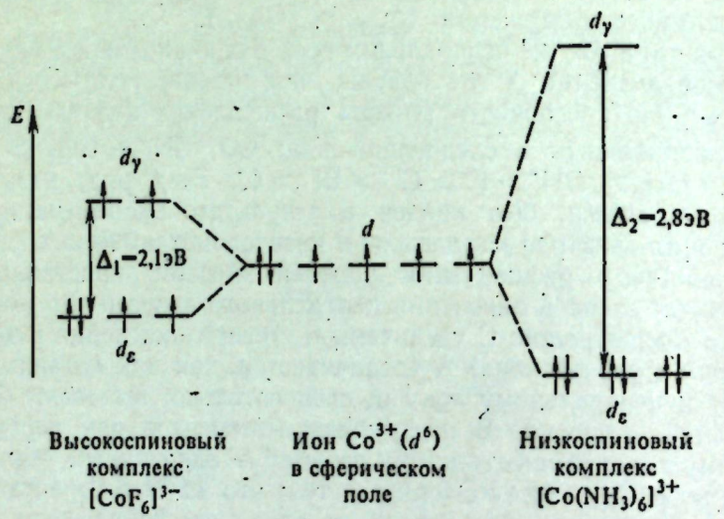


Рис. 210. Распределение *d*-электронов иона Co^{3+} в октаэдрических комплексах $[CoF_3]^{3-}$ и $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

Таким образом, в поле иона F^- значение Δ невелико, поэтому число непарных электронов на орбиталях расщепленных уровней Co^{3+} такое же, как и в свободном ионе (рис. 210). Но в сильном поле, создаваемом молекулами H_3N, энергия расщепления бóльшая, и энергетически более выгодно, когда *d*-электроны иона Co^{3+} располагаются только на нижних *d*-орбиталях.

По характеру распределения электронов по орбиталям Co^{3+} ион $[CoF_6]^{3-}$ является *высокоспиновым* (четыре непарных электрона), а ион $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ *низкоспиновым* комплексом (непарные электроны отсутствуют).

Приведем еще один пример. Можно показать, что из двух октаэдрических комплексов $Co^{2+}(d^7)$ — $[Co(OH_2)_6]^{2+}$ и $[Co(CN)_6]^{4-}$ — первый является высокоспиновым (три непарных электрона), второй — низкоспиновым (один непарный электрон).

В соответствии с характером распределения электронов по *d*-орбиталям комплекс $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ диамагнитен, а комплексы $[CoF_6]^{3-}$, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ и $[Co(CN)_6]^{4-}$ парамагнитны. Об этом же свидетельствуют экспериментальные данные.

Как уже указывалось, в подгруппах *d*-элементов при переходе от 4-го к 5-му и в особенности к 6-му периодам Δ однотипных комплексов возрастает. Поэтому комплексы 4*d*- и 5*d*-элементов почти всегда низкоспиновые.

Величину параметра расщепления обычно определяют по спектрам поглощения соединений. Кванты света, возбуждающие переход электронов с нижних *d*-орбиталей на верхние, соответствуют видимой области спектра, и значения Δ лежат в пределах 1 эВ $< \Delta <$ 4 эВ. Этим объясняется тот факт, что соединения *d*-элементов обычно окрашены.

Теория кристаллического поля позволяет объяснить многие свойства *d*-элементов и их соединений. Так, представления ТКП можно распространить на описание кристаллических соединений. Если допустить, что кристалл состоит из ионов, то каждый из ионов *d*-элемента находится в поле отрицательных ионов. Это приводит к расщеплению *d*-уровня иона *d*-элемента, что определяет магнитные свойства его соединений, их окраску и другие свойства.

Рассмотрим, как влияет *d*-электронная конфигурация на величину радиуса двухзарядного иона, находящегося в октаэдрическом окружении ионов лигандов в кристалле.

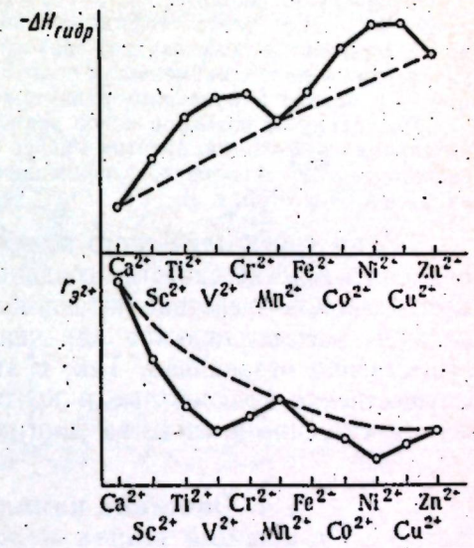


Рис. 211. Изменение радиусов двухзарядных ионов и энтальпий гидратации в ряду Ca^{2+}—Zn^{2+}

На рис. 211 приведен график зависимости радиусов ионов ряда Ca^{2+}—Zn^{2+} от порядкового номера элемента. Эти ионы имеют электронные конфигурации:

Ca^{2+}	Sc^{2+}	Ti^{2+}	V^{2+}	Cr^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}
d^0	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}

Если бы не было влияния кристаллического поля, то радиусы ионов должны были бы монотонно уменьшаться по мере увеличения заряда ядра (порядкового номера элемента), что на рис. 211 показано пунктирной кривой. Она проходит через точки, соответствующие сферически симметричным ионам Ca^{2+} (d^0), Mn^{2+} (d^5), Zn^{2+} (d^{10}).

Действительные же значения радиусов ионов (кроме Ca^{2+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}) лежат ниже пунктирной кривой. Объяснить этот факт можно с позиций ТКП. Отрицательный заряд электрона, находящегося на d_ε-орбитали, концентрируется в области между лигандами (см. рис. 207, *б*). Электронная же плотность d_γ-электрона концентрируется непосредственно в направлении лигандов (см. рис. 207, *а*). Следовательно, d_ε-электроны, экранируют ядро иона (заслоняют его от лигандов) в меньшей степени, чем d_γ-электроны. Поэтому появление электрона на d_ε-орбитали приводит к относительному усилению притяжения отрицательно заряженного лиганда к положительно заряженному иону *d*-элемента и их сближению. Это объясняет уменьшение эффективного радиуса в ряду $Ca^{2+}(d^0)$—$Sc^{2+}(d^1_\varepsilon)$—$Ti^{2+}(d^2_\varepsilon)$—$V^{2+}(d^3_\varepsilon)$ и $Mn^{2+}(d^3_\varepsilon\, d^2_\gamma)$ — — $Fe^{2+}(d^4_\varepsilon\, d^2_\gamma)$—$Co^{2+}(d^5_\varepsilon\, d^2_\gamma)$ — $Ni^{2+}(d^6_\varepsilon\, d^2_\gamma)$.

Появление же электрона на d_γ-орбитали усиливает экранирование ядра иона и препятствует приближению к нему лиганда, что вызывает относитель-

ное увеличение радиуса в ряду $V^{2+}(d_\varepsilon^3) - Cr^{2+}(d_\varepsilon^3 d_\gamma^1) - Mn^{2+}(d_\varepsilon^3 d_\gamma^2)$ и $Ni^{2+}(d_\varepsilon^6 d_\gamma^2) - Cu^{2+}(d_\varepsilon^6 d_\gamma^3) - Zn(d_\varepsilon^6 d_\gamma^4)$.

Отмеченная закономерность позволяет объяснить характер изменения в ряду Ca^{2+}—Zn^{2+} теплот гидратации ионов (рис. 211). Теплота гидратации ионов (при одинаковом заряде) зависит от их радиуса. Наибольшая теплота гидратации у иона с наименьшим радиусом (Ni^{2+}), наименьшая теплота гидратации — у иона с наибольшим радиусом (Ca^{2+}).

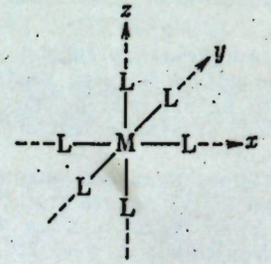
Поскольку от размеров ионов зависят энергия кристаллической решетки, энтальпии образования, энергия Гиббса образования и др., то в изменении этих свойств в ряду d-элементов наблюдаются аналогичные закономерности (см. например, рис. 130, *в*, *г*).

Теория кристаллического поля, как мы видим, дает возможность объяснить многие свойства соединений, но, поскольку в ней учитывается лишь воздействие лигандов на комплексообразователь, а сами лиганды рассматриваются как неизменные частицы, ее применение существенно ограничено. Так, с этих позиций нельзя описать преимущественно ковалентные и кратные связи, а следовательно, объяснить строение и свойства многих соединений.

§ 4. Описание комплексных соединений с позиций теории молекулярных орбиталей

Наиболее обобщенной и перспективной теорией, объясняющей строение и свойства комплексов, является теория молекулярных орбиталей. Она учитывает структуру комплексообразователя и лигандов как единого целого — комплекса.

Октаэдрические комплексы без π-связывания. Рассмотрим октаэдрические комплексы d-элементов. Система координат для октаэдрического комплекса состава ML_6 показана ниже:



Валентными у d-элементов являются энергетически близкие *ns*-, *np*-внешнего и $(n-1)d$-орбитали предвнешнего уровней. Как указывалось ранее, молекулярные орбитали образуются при энергетической близости и определенном пространственном соответствии исходных орбиталей взаимодействующих частиц. Предположим, что у лигандов в образовании связи принимают участие лишь орбитали, которые расположены на осях по направлению к центральному атому, а потому по условиям симметрии к π-связыванию они не способны. Иными словами, рассмотрим случай октаэдрических комплексов без π-связей.

На рис. 212, *а*, *б* показаны возможные комбинации σ-типа валентных орбиталей центрального атома и отвечающие им по симметрии сочетания орбиталей лигандов. Если совместить изображения соответствующей орбитали центрального атома и изображение орбиталей лигандов, то возникает картина их перекрывания. Как видно, на рис. 212, *s*-орбиталь комплексообразователя благодаря сферической симметрии одинаково перекрывается с орбиталями каждого из шести лигандов, расположенных по осям октаэдра. Это приводит к образованию семицентровых связывающей и разрыхляющей молекулярных σ_s-орбиталей ($\sigma_s^{св}$ и $\sigma_s^{разр}$).

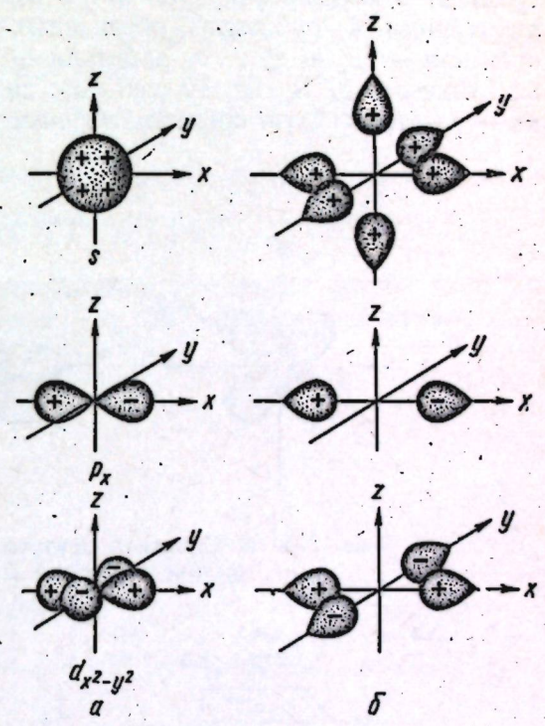


Рис. 212. Орбитали центрального атома и отвечающие им по симметрии сочетания орбиталей лигандов

Каждая из трех орбиталей *p*-типа может перекрываться с орбиталями лигандов, расположенных по оси вытянутости гантели. Это отвечает образованию трехцентровых трех связывающих и трех разрыхляющих σ_p-орбиталей ($\sigma_x^{св}$, $\sigma_y^{св}$, $\sigma_z^{св}$ и $\sigma_x^{разр}$, $\sigma_y^{разр}$, $\sigma_z^{разр}$).

Орбитали $d_{x^2-y^2}$- и d_{z^2}-типа перекрываются с орбиталями лигандов, расположенных по оси вытянутости их лепестков. При этом образуются две связывающие и две разрыхляющие молекулярные σ-орбитали ($\sigma_{x^2-y^2}^{св}$, $\sigma_{z^2}^{св}$ и $\sigma_{x^2-y^2}^{разр}$, $\sigma_{z^2}^{разр}$).

Что же касается орбиталей d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-типа, то, поскольку их лепестки вытянуты по биссектрисам углов, с орбиталями лигандов они не комбинируются (рис. 213). В октаэдрических комплексах без π-связывания они играют роль одноцентровых несвязывающих орбиталей, локализованных при центральном атоме. Их обозначают π_d (π_{xy}, π_{yz}, π_{xz}).

Относительное энергетическое расположение молекулярных орбиталей октаэдрических комплексов d-элементов показано на рис. 214.

Октаэдрические комплексы в основном состоянии имеют семь

энергетических уровней, три из которых связывающие, три — разрыхляющие и один — несвязывающий.

В зависимости от степени вырождения молекулярные энергетические уровни обозначают: a — однократно, e — двукратно и t — трехкратно вырожденные уровни. В соответствии со сказанными молекулярные σ_s-орбитали обозначают символами a_{1g} и a_{1g}^*; σ_d-орбитали — e_g и e_g^*; σ_p-орбитали — t_{1u} и t_{1u}^*; π_d-орбитали — t_{2g}. Индексы g, 1g, 2g, 1u означают симметрию орбиталей, звездочка — разрыхляющую орбиталь. О смысле символов g и u см. с. 54.

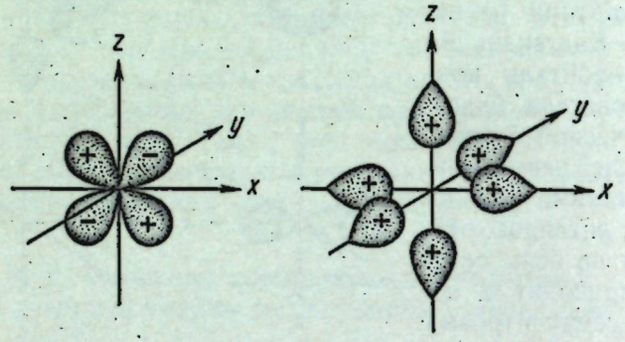


Рис. 213. d_ε-Орбиталь центрального атома и сочетание орбиталей лигандов

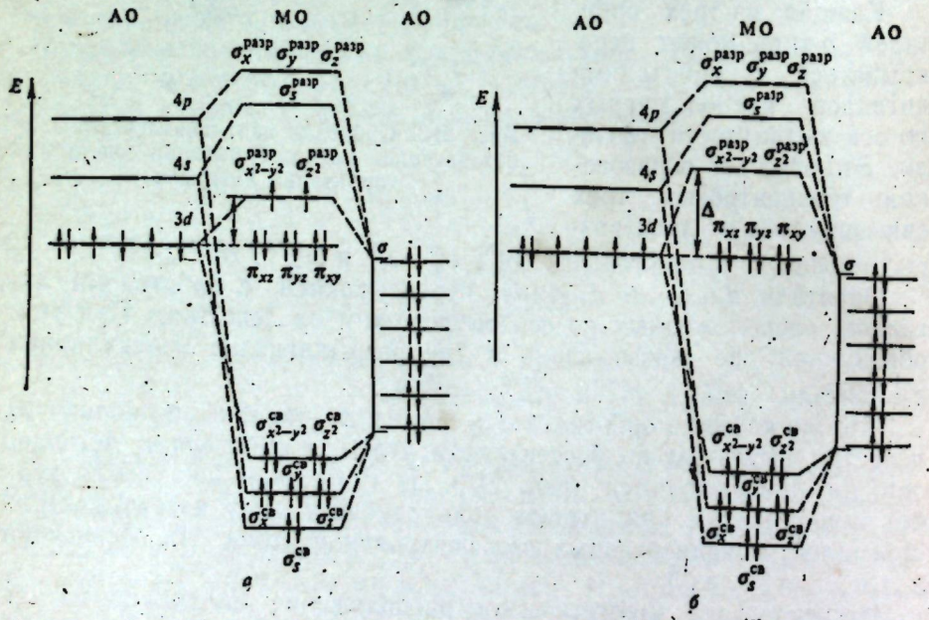


Рис. 214. Схема распределения валентных электронов по молекулярным орбиталям октаэдрического высокоспинового комплекса $[CoF_6]^{3-}$ (*а*) и октаэдрического низкоспинового комплекса $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ (*б*)

Рассмотрим распределение электронов по МО высокоспинового комплекса $[CoF_6]^{3-}$ (рис. 214, *а*) и низкоспинового комплекса $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ (рис. 214, *б*). Как видно, из 18 валентных электронов Co^{3+} (6 электронов) и лигандов (12 электронов) 12 электронов находятся на шести связывающих молекулярных σ-орбиталях. Остальные 6 электронов в ионе $[CoF_6]^{3-}$ распределяются на несвязывающих π_d- и разрыхляющих $\sigma_d^{разр}$-орбиталях:

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_p^{св})^6(\sigma_d^{св})^4(\pi_d)^4(\pi_d^{разр})^2$$

и в ионе $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ — только на несвязывающих π_d-орбиталях:

$$(\sigma_s^{св})^2(\sigma_p^{св})^6(\sigma_d^{св})^4(\pi_d)^6$$

Различие в характере распределения электронов на π_d- и $\sigma_p^{разр}$-орбиталях зависит от величины Δ и определяется условиями, рассмотренными в предыдущем параграфе.

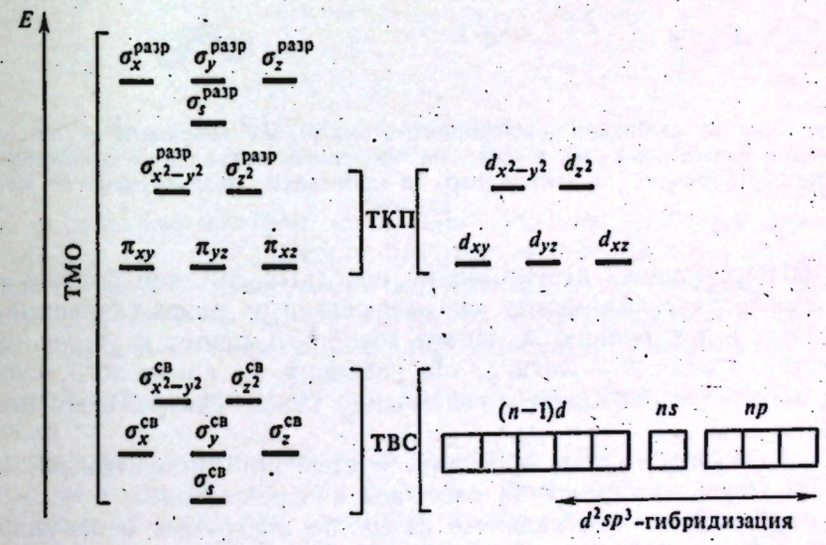


Рис. 215. Сопоставление теорий молекулярных орбиталей (ТМО) валентных связей (ТВС) и кристаллического поля (ТКП) применительно к октаэдрическому комплексу *d*-элемента

Сопоставление теорий МО, ВС и КП. Теория молекулярных орбиталей дает самый общий подход к описанию свойств комплексных соединений, объединяя идеи как теории валентных связей, так и теории кристаллического поля. Шести $\sigma^{св}$-орбиталям октаэдрического комплекса в рамках теории валентных связей отвечают шесть σ-связей, возникающих за счет донорно-акцепторного взаимодействия d^2sp^3-гибридных орбиталей комплексообразователя и электронных пар шести лигандов (рис. 215). Что же касается молекулярных π_d- и

$\sigma_d^{разр}$ -орбиталей, то в теории кристаллического поля они соответствуют d-орбиталям, возникающим при расщеплении d-уровня в октаэдрическом поле лигандов (см. рис. 208).

Спектрохимический ряд лигандов. Последовательность расположения лигандов в спектрохимическом ряду (с. 507) в рамках теории молекулярных орбиталей можно объяснить следующим образом.

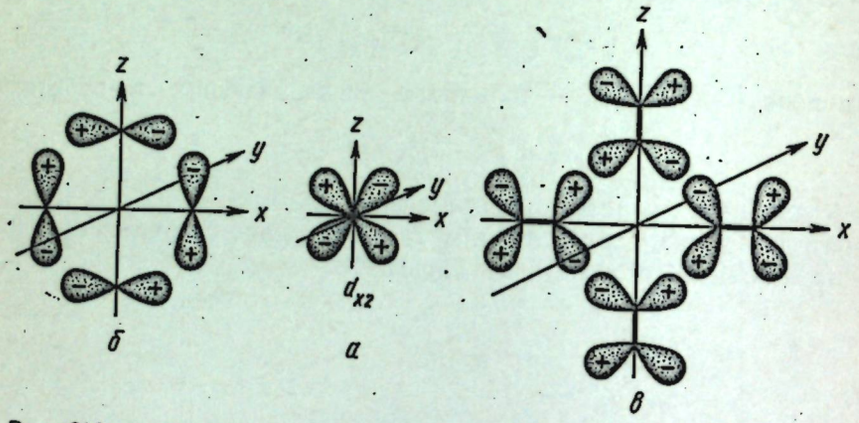


Рис. 216. d_ε -Орбиталь центрального атома ($а$) и отвечающие ей по симметрии сочетания p- ($б$) и $\pi^{разр}$- ($в$) орбиталей лигандов, соответствующие образованию молекулярных π-орбиталей октаэдрического комплекса

Чем больше степень перекрывания исходных АО, тем больше энергетическое различие между связывающими и разрыхляющими орбиталями и тем больше Δ. Иначе говоря, Δ растет с усилением σ-связывания металл — лиганд. На величину Δ, кроме того, существенное влияние оказывает π-связывание между центральным атомом и лигандами.

Если лиганды имеют орбитали (пустые или заполненные), которые по условиям симметрии способны к перекрыванию с d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-орбиталями центрального атома, то диаграмма молекулярных орбиталей комплекса существенно усложняется. В этом случае к молекулярным орбиталям $\sigma^{св}$- и $\sigma^{разр}$-типа добавляются молекулярные орбитали $\pi^{св}$- и π-^{разр}-типа.

Орбитали лигандов, способные к π-перекрыванию, — это, например, p- и d-атомные орбитали или молекулярные $\pi^{св}$- и $\pi^{разр}$-орбитали двухъядерных молекул. На рис. 216 показаны сочетания орбиталей лигандов и d_{xz}-орбиталь центрального атома, которые по условиям симметрии могут комбинироваться с образованием молекулярных π-орбиталей. Аналогичным образом могут комбинироваться d_{xz}-орбиталь и сочетание молекулярных $\pi^{св}$-орбиталей и атомных d-орбиталей, а также сочетания других типов орбиталей лигандов.

Участие d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-орбиталей в построении π-орбиталей приводит к изменению величины Δ. В зависимости от соотношения энергетических уровней орбиталей центрального атома и комбинируемых с ними орбиталей лигандов величина Δ может увеличиваться или уменьшаться. Как видно, на рис. 217, $а$,

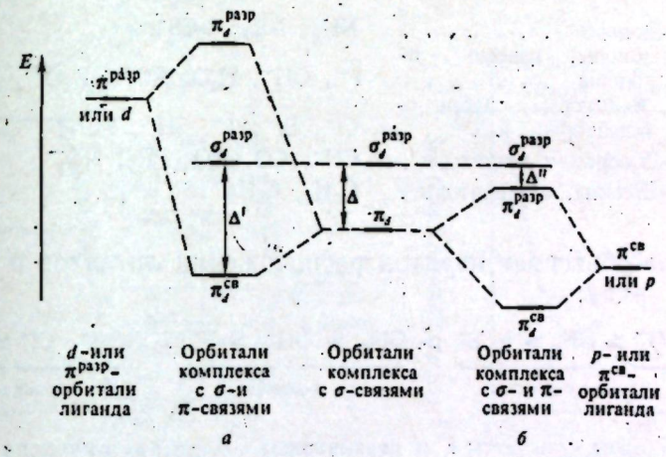


Рис. 217. Влияние молекулярных π-орбиталей на величину Δ

если в π-взаимодействии принимают участие орбитали лигандов, лежащие выше, чем орбитали центрального атома, то Δ возрастает. Подобный случай имеет место при участии в перекрывании свободных d- или $\pi^{разр}$-орбиталей лигандов. При образовании $\pi^{св}$-орбиталей комплекса часть электронной плотности центрального атома переносится к лигандам $M \xrightarrow{\pi} L$. Такое π-взаимодействие называют *дативным*.

Если же в π-взаимодействии участвуют орбитали лигандов, энергетически более низкие, чем d_{xy}-, d_{yz}- и d_{xz}-орбитали, то Δ становится меньше величины, характерной для комплексов с одними лишь σ-связями (рис. 217, $б$). Подобный случай характерен при участии занятых электронами p- или $\pi^{св}$-орбиталей лигандов. При образовании $\pi^{разр}$-орбиталей комплекса некоторая часть электронной плотности от лигандов переносится к центральному атому $L \xrightarrow{\pi} M$. В таком случае π-взаимодействие называют *донорно-акцепторным*.

Таким образом, в комплексах между лигандами и центральным атомом кроме σ-связывания возможно два типа π-взаимодействия:

π-дативное	π-донорно-акцепторное
$M \rightleftharpoons L$	$M \rightleftharpoons L$
донор акцептор	акцептор донор

Лиганды, являющиеся π-акцепторами, характеризуются большим Δ (вызывают большое расщепление *d*-уровня); лиганды, являющиеся π-донорами, наоборот, характеризуются малым Δ (вызывают малое расщепление *d*-уровня). По характеру σ- и π-взаимодействия лиганды можно подразделить на следующие группы:

σ-Доноры	NH_3, NR_3, NCS^-
σ-Доноры, слабые π-доноры	F^-, OH^-, H_2O, ROH, R_2O
σ, π-Доноры, слабые π-акцепторы	Cl^-, Br^-, I^-, SH^-, SCN^-
σ-Доноры, π-акцепторы .	CN^-, CO, NO, PR_3, NO_2^-
π-Доноры, π-акцепторы .	C_6H_6, C_2H_4

Сказанное объясняет порядок расположения лигандов в спектрохимическом ряду:

$$\underbrace{CO,\ CN^- > NO_2^-}_{\text{σ-доноры, π-акцепторы}} > \underbrace{NH_3 > NCS^-}_{\text{σ-доноры}} > \underbrace{OH_2 > OH^- > F^-}_{\text{σ-, π-доноры}} > \underbrace{SCN^-,\ Cl^- > Br^- > I^-}_{\text{σ-, π-доноры, слабые π-акцепторы}}$$

Тетраэдрические комплексы с π-связыванием. В тетраэдрических комплексах и молекулах *d*-элементов типа MnO_4^-, CrO_4^{2-}, $TiCl_4$ и им подобных в образовании связей принимают участие пять $(n-1)d$-, одна *ns*- и три *np*-орбитали центрального атома и по три *p*-орбитали от каждого из четырех лигандов*.

Из 21 исходной атомной орбитали центрального атома и четырех лигандов образуется 21 молекулярная орбиталь (рис. 218).

В отличие от молекул и комплексов типа CH_4, NH_4^+, BH_4^- (см. рис. 45) в тетраэдрических комплексах и молекулах *d*-элементов вклад в образование $\sigma^{св}$-орбиталей вносят не только *s*- и *p*-, но и d_{xy}-, d_{yz}-, d_{xz}-орбитали центрального атома. Кроме того, в тетраэдрических комплексах (молекулах) *d*-элементов большую роль играет π-связывание, которое осуществляется с участием как *p*-, так и всех *d*-орбиталей комплексообразователя.

Из 21 молекулярной орбитали тетраэдрического комплекса четыре играют роль $\sigma^{св}$- и четыре $\sigma^{разр}$-, пять являются $\pi^{св}$-, пять $\pi^{разр}$- и три *p*-орбитали, принадлежащие лигандам, играют роль несвязывающих π-орбиталей.

Распределение электронов по молекулярным орбиталям тетраэдрического комплекса рассмотрим на примере иона MnO_4^-, который содержит 24 валентных электрона (семь электронов Mn, по четыре электрона от каждого из атомов O и один за счет заряда иона). Это соответствует следующей электронной конфигурации иона в основном состоянии: $(\sigma^{св})^8(\pi^{св})^{10}(\pi)^6$.

В представлениях теории валентных связей это распределение электронов означает, что в ионе MnO_4^- имеются четыре σ- и пять π-связей, а атом Mn находится в sp^3- (или d^3s-) гибридном состоянии, стабилизированном π-связыванием.

Аналогичный характер распределения валентных электронов в ионах и молекулах типа VO_4^{3-}, CrO_4^{2-}, TiO_4^{4-}, $TiCl_4$, изоэлектронных иону MnO_4^-. В подобных ионах и молекулах электроны располагаются только на связывающих и несвязывающих МО, поэтому они отличаются устойчивостью.

* По энергетическим соображениям участием *s*-орбиталей лигандов можно пренебречь.

Окраска комплексов. Соединения *d*-элементов обычно окрашены. Это объясняется переходом электронов с более низкого на более высокий свободный энергетический уровень, который осуществля-

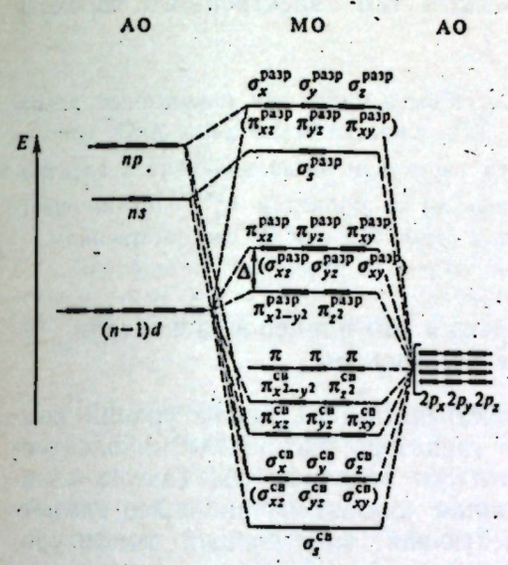


Рис. 218. Энергетические уровни тетраэдрического комплекса с π-связями

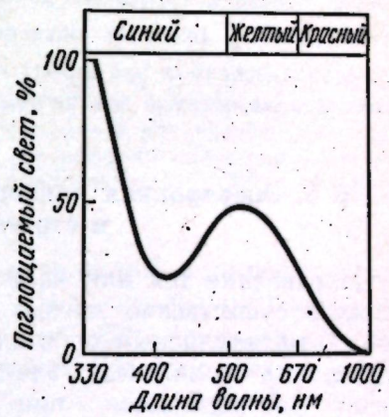
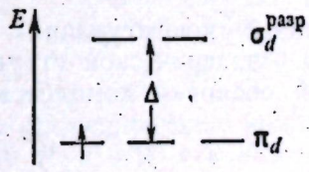


Рис. 219. Спектр поглощения комплекса $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$

ется за счет поглощения видимого света. Например, водный раствор Ti (III) имеет фиолетовую окраску. Цвет объясняется спектром поглощения комплекса $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$ (рис. 219). Этот октаэдрический комплекс имеет электронную конфигурацию: $(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^1(\sigma_d^{разр})^0$.

Возбуждение электрона с π_d- в $\sigma_d^{разр}$-состояние требует поглощения энергии Δ:



Как видно из рис. 219, это соответствует поглощению света с длиной волны 500 нм. Таким образом, растворы $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$ поглощают желтые лучи, пропускают синие и красные, поэтому окраска растворов оказывается фиолетовой.

Изучение спектров поглощения соединений позволяет определить Δ:

$$\Delta = h\nu = hc/\lambda.$$

Для иона $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$ Δ равно 238 кДж/моль.

Спектры поглощения комплексов, содержащих более одного π-электрона, сложнее, так как в этом случае возможно большее число переходов электронов. Рассмотренный тип электронного перехода называется *d—d*-переходом.

Причиной окраски комплексов могут быть также так называемые электронные переходы с *переносом заряда*. Так, окраска ионов типа MnO_4^- (фиолетовый) и CrO_4^{2-} (желтый) объясняется переходом несвязывающих π-электронов (локализованных при атомах кислорода) на орбитали $\pi_d^{разр}$ (преимущественно локализованные при центральном атоме Mn или Cr соответственно).

§ 5. Электронная конфигурация комплексообразователя и строение комплексов

Проявление той или иной пространственной конфигурации комплексов существенно зависит от характера распределения электронов по молекулярным орбиталям и от величины Δ. Так, в октаэдрических комплексах электронная плотность наиболее симметрично распределяется при следующих электронных конфигурациях:

Электронная конфигурация комплекса	Центральный ион (атом)	Пример
$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^3$	d^3	Cr^{3+}, Mn^{4+}
$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^3\,(\sigma_d^{разр})^2$	d^5	Mn^{2+}, Fe^{3+}
$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^6\,(\sigma_d^{разр})^2$	d^8	Ni^{2+}
$(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^6$	d^6	Co^{3+}, Fe^{2+}, Pt^{4+}, Pd^{4+}

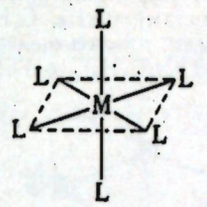
Следовательно, октаэдрические комплексы наиболее характерны для центральных ионов с конфигурацией d^3, d^5 и d^8, а при большом Δ — с конфигурацией d^6.

При других электронных конфигурациях наблюдается большее или меньшее искажение октаэдрической структуры. Так, при конфигурациях электронной оболочки комплекса

$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^3\,(\sigma_d^{разр})^1$	d^4	Cr^{2+}, Mn^{3+}
$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^6\,(\sigma_d^{разр})^3$	d^9	Cu^{2+}

распределение электронов по молекулярным орбиталям уже несимметричное.

Наличие одного (d^4) или трех (d^9) электронов на молекулярных $\sigma_d^{разр}$-орбиталях соответствует ослаблению двух из шести σ-связей металл — лиганд. Поэтому четыре из шести лигандов L, расположенные по углам квадрата, оказываются ближе к центральному иону, чем два других, расположенных над и под этим квадратом:

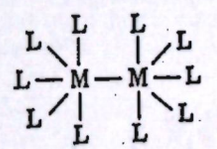


При большом значении Δ описанное искажение конфигурации может оказаться столь существенным, что приведет к перерождению октаэдра в плоский квадрат. Последнее наблюдается в ряде комплексов $Cu^{2+}(d^9)$, например, $Cu(CN)_4^{2-}$.

Для конфигурации d^8 при большом значении Δ октаэдрическая структура также невыгодна, так как два электрона располагаются на сильно разрыхляющих молекулярных $\sigma_d^{разр}$-орбиталях. В этом случае типичны комплексы в виде плоского квадрата. Именно такие комплексы дают Pt^{2+}, Pd^{2+} и Au^{3+} (d^8), как *d*-элементы 5-го и 6-го периодов, обладающие высоким значением Δ.

Поскольку ионы CN^- создают сильное поле (значение Δ велико), квадратное строение имеет также ион $Ni(CN)_4^{2-}$ (конфигурация $Ni^{2+}\,d^8$).

При большом значении Δ октаэдрические комплексы невыгодны также для атомов и ионов с конфигурацией d^7, так как при этом один электрон заселяет сильно разрыхляющую молекулярную $\sigma_d^{разр}$-орбиталь. В этом случае (например, с лигандами сильного поля CN^- или CO) более типичны димерные комплексы с σ-связями металл — металл:



В высокоспиновых октаэдрических комплексах с конфигурацией центрального иона d^1 и d^6, d^2 и d^7 искажение незначительно и экспериментально не обнаруживается.

На проявление той или иной структуры влияет также размер лигандов, которые, естественно, взаимно отталкиваются. Так, Mn^{2+} и Fe^{3+} (d^5) с ионами F^- дают октаэдрические комплексы MnF_6^{4-} и FeF_6^{3-}, а с более крупными по размерам ионами Cl^- — тетраэдрические $MnCl_4^{2-}$ и $FeCl_4^-$.

Другие факторы, определяющие строение комплексов, будут рассмотрены при изложении соответствующего материала.

§ 6. Комплексы с органическими ненасыщенными молекулами и ионами в качестве лигандов

Для химии *d*-элементов очень характерны комплексы с молекулами органических соединений с π-связями (C_6H_6, C_2H_4, C_2H_2 и др.).

Комплексы с циклическими ненасыщенными молекулами. Рассмотрим производные *d*-элементов типа $Cr(C_6H_6)_2$ и $Fe(C_5H_5)_2$. *Дибензолхром* $Cr(C_6H_6)_2$ (т. пл. 284°С) и *ферроцен* $Fe(C_5H_5)_2$ (т. пл. 173°С) — устойчивые кристаллические вещества соответственно темно-коричневого и оранжево-коричневого цветов. Эти соединения диамагнитны.

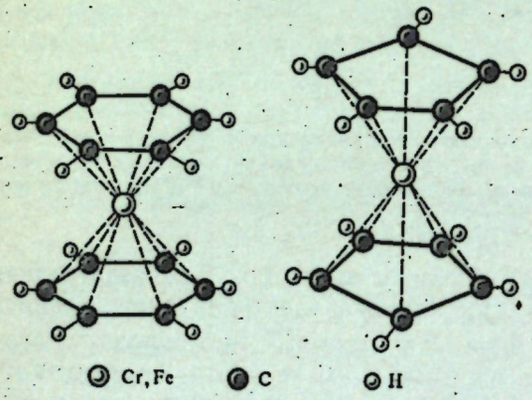
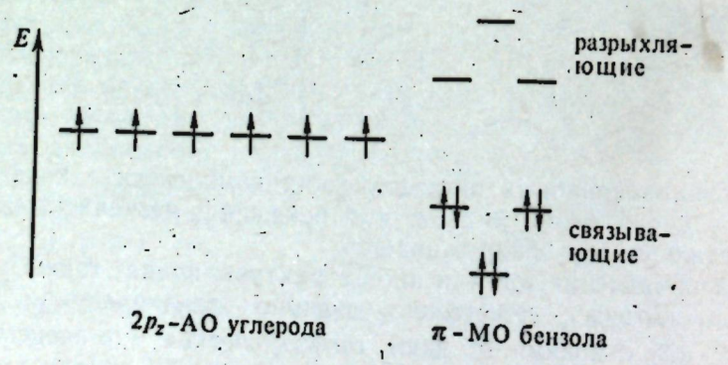


Рис. 220. Строение дибензолхрома $Cr(C_6H_6)_2$ и ферроцена $Fe(C_5H_5)_2$

Как показывают рентгеноструктурные исследования, в молекулах подобных соединений атом металла находится посередине, а по обе стороны от него в параллельных плоскостях расположены органические циклические молекулы (рис. 220). Такие соединения получили название *сандвичевых* (бутербродных) *структур*.

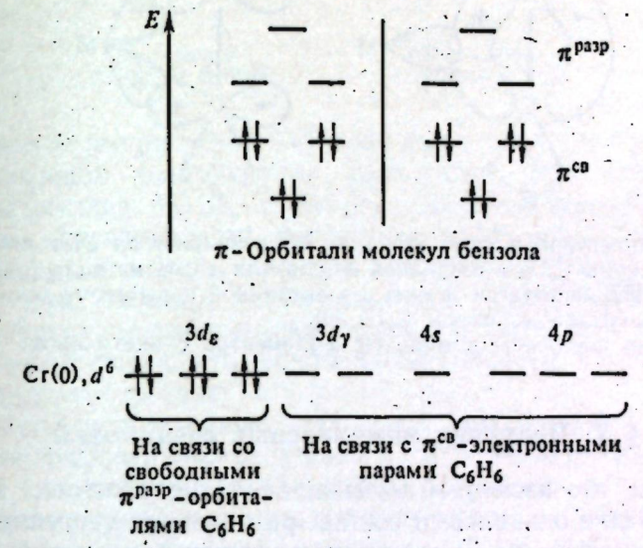
Образование подобных соединений обусловлено способностью лигандов типа C_6H_6 и $C_5H_5^+$ к π-дативному и π-акцепторному взаимодействию с атомом (ионом) *d*-элемента за счет подходящих по условиям симметрии заполненных и свободных π-разрыхляющих молекулярных орбиталей. Как указывалось ранее (см. рис. 54), в молекуле бензола $2p_z$-электроны шести атомов углерода образуют нелокализованную π-связь. Согласно теории молекулярных орбиталей этому представлению отвечает возникновение из шести атомных $2p_z$-орбиталей шести молекулярных π-орбиталей, три из которых оказываются связывающими, три другие — разрыхляющими:



Шесть $2p_z$-электронов шести атомов углерода занимают три связывающие орбитали. Три π-орбитали остаются свободными.

Химическая связь в $Cr(C_6H_6)_2$ образуется по π-донорно-акцепторному и дативному механизмам за счет 18 электронов (6 электронов от атома Cr и 12

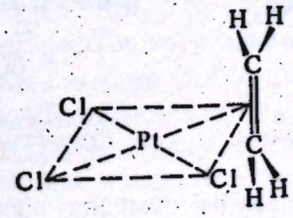
$\pi^{св}$-электронов двух молекул C_6H_6) и свободных *d*-орбиталей атома хрома и $\pi^{разр}$-орбиталей двух молекул бензола:



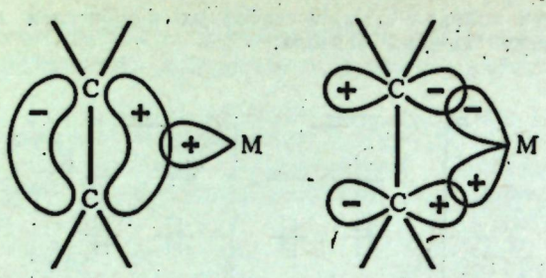
При этом возникает система из 18 электронов, которые находятся на девяти многоцентровых молекулярных орбиталях и движутся в поле тринадцати ядер (атом хрома и двенадцать атомов углерода двух бензольных колец).

В молекуле ферроцена $Fe(C_5H_5)_2$ 18 электронов (8 от атома Fe и $10\pi^{св}$-электронов от двух радикалов C_5H_5) находятся в поле одиннадцати центров — атома железа и десяти атомов углерода двух C_5H_5-колец.

Комплексы с этиленом и ацетиленом. Соединения с C_2H_4 и C_2H_2 в качестве лигандов весьма разнообразны. Так, выделена соль состава $K[PtCl_3(C_2H_4)]$ (бледно-желтого цвета), в комплексном ионе которой одним из лигандов является молекула C_2H_4. Строение иона $[PtCl_3(C_2H_4)]^-$ можно передать схемой



Способность молекулы C_2H_4 ($H_2C{=}CH_2$) выступать в качестве лиганда обусловлена ее возможностью играть роль π-акцептора и π-донора. Схема образования связи между металлом и молекулой C_2H_4 показана ниже:



а *б*

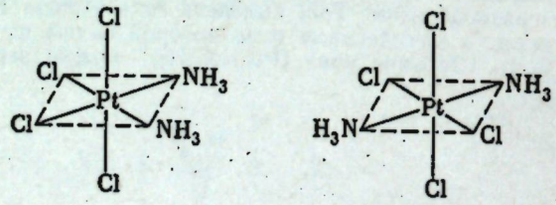
Донорно-акцепторная связь ($C_2H_4 \rightarrow M$) возникает за счет $\pi^{св}$-электронной пары молекулы C_2H_4 и свободной *d*-орбитали атома металла (*а*). Дативная связь ($M \rightarrow C_2H_4$) образуется за счет *d*-электронной пары атома металла и свободной $\pi^{разр}$-орбитали молекулы C_2H_4 (*б*).

Аналогично построены комплексы *d*-элементов с ацетиленом.

§ 7. Изомерия комплексных соединений

Напомним, что изомерией называется такое явление, когда вещества, имеющие одинаковый состав, различаются строением и, следовательно, свойствами. В химии комплексных соединений это явление весьма распространено и является одной из причин многообразия комплексных соединений. Различают геометрическую, координационную, ионизационную и другие виды изомерии.

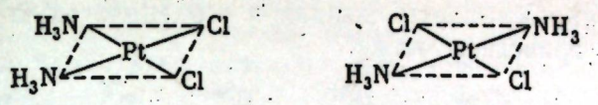
Геометрическая (*цис—транс*) изомерия проявляется для комплексов с разнородными лигандами например, для соединений состава $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ и $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$. Диамминтетрахлороплатина $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ существует в виде двух соединений октаэдрического строения:



цис-изомер (оранжевого цвета) *транс*-изомер (желтого цвета)

В левом соединении молекулы аммиака расположены в соседних вершинах октаэдра. Такие соединения называются *цис*-изомерами (*cis* — по одну сторону). Во втором соединении молекулы аммиака расположены в противоположных вершинах октаэдра. Такого типа соединения называются *транс*-изомерами (*trans* — по ту сторону).

Соединение $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ — квадратный комплекс также существует в виде *цис*- и *транс*-изомера:



цис-изомер (оранжево-желтый) *транс*-изомер (светло-желтый)

Изучение геометрической изомерии было важно для установления пространственной конфигурации комплексов. Так, Вернер изучал комплексы состава MA_4B_2 и MA_2B_2. Для шестикоординационных комплексов октаэдрическая модель допускает существование двух геометрических изомеров, а модель шестиугольника и тригональной призмы — трех геометрических изомеров. Для комплексов типа MA_4B_2 Вернеру не удалось синтезировать более двух изомеров, из чего он сделал вывод, что шестикоординационные комплексы имеют октаэдрическое строение.

Четырехкоординационные комплексы MA_2B_2 могут иметь квадратное или тетраэдрическое строение. Для квадратных комплексов возможны два геометрических изомера, тогда как для тетраэдрического строения существование геометрических изомеров невозможно. Таким образом, изомеры соединений с координационным числом комплексообразователя 4 могут иметь только квадратное строение. Выводы Вернера впоследствии были подтверждены экспериментально и теоретически на основе квантовомеханических представлений.

Координационная изомерия выражается в различной координации двух типов лигандов относительно двух разных комплексообразователей, например:

$$[Co(NH_3)_6][Cr(CN)_6] \qquad [Cr(NH_3)_6][Co(CN)_6]$$

Ионизационная изомерия проявляется в неодинаковом распределении анионов между внутренней и внешней сферами, например, для соединений состава

$$\underset{\text{красно-фиолетовый}}{[CoBr(NH_3)_5]SO_4} \qquad \underset{\text{красный}}{[CoSO_4(NH_3)_5]Br}$$

Из раствора красно-фиолетового изомера не удается осадить ионы Br^-, но при действии ионами Ba^{2+} осаждается ион SO_4^{2-}. В растворе красного изомера, наоборот, не удается осадить ионы SO_4^{2-}, но действием $AgNO_3$ осаждается бромид серебра AgBr.

Известны и другие виды изомерии (см., например, с. 560).

Глава 2
d-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

d-Элементы III группы — полные электронные аналоги: скандий Sc, иттрий Y, лантан La и актиний Ac и составляют подгруппу скан-

дия. Основные константы скандия и его аналогов (а также бора и алюминия) приведены ниже:

	$_5$B	$_{13}$Al	$_{21}$Sc	$_{39}$Y	$_{57}$La	$_{89}$Ac
Атомная масса . .	10,811	26,8815	44,956	88,905	138,91	227
Валентные электроны	$2s^22p^1$	$3s^23p^1$	$3d^14s^2$	$4d^15s^2$	$5d^16s^2$	$6d^17s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,091	0,143	0,164	0,181	0,187	0,203
Условный радиус иона $Э^{3+}$, нм . .	0,021	0,057	0,083	0,097	0,104	0,111
Энергия ионизации $Э \rightarrow Э^+$, эВ .	8,298	5,986	6,562	6,217	5,577	5,1
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$6 \cdot 10^{-4}$	6,6	$3 \cdot 10^{-4}$	$2{,}6 \cdot 10^{-4}$	$2{,}5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-16}$
Стабильные природные изотопы . .	^{10}B (19,61 %) ^{11}B (80,39%)	^{27}Al (100%)	^{45}Sc (100%)	^{89}Y (100%)	^{139}La (99,91%) ^{139}La (0,089 %)	не имеет

Скандий и его аналоги, каждый в своем периоде, являются первыми *d*-элементами, т. е. у них первых начинают заполняться *d*-орбитали преднаружного слоя. Наличие лишь одного электрона в *d*-состоянии обусловливает малую устойчивость d^1s^2-конфигурации и отражается на всех свойствах элементов подгруппы скандия. В частности, в отличие от других *d*-элементов скандий и его аналоги проявляют постоянную степень окисления +3. Напротив, координационные числа у них непостоянны. При переходе от скандия к иттрию и лантану устойчивые координационные числа повышаются. Так, если для Sc (III) типично координационное число 6, то для Y и La оно достигает 8 и 9.

Эта заметно выраженная тенденция к проявлению высоких координационных чисел — основное отличие стереохимии *d*-элементов начала 5-го и 6-го периодов от стереохимии *d*-элементов начала 4-го периода. Ниже приведены характерные координационные числа, отвечающие высшей степени окисления пяти первых *d*-элементов периодов:

Sc (III) 6	Ti (IV) 6, 4	V (V) 6, 4	Cr (VI) 4	Mn(VII) 4
Y (III) 8, 9	Zr (IV) 6, 7, 8	Nb (V) 6, 7, 8	Mo (VI) 6, 4	Tc (VII) 4, 6
La (III) 8, 9	Hf (IV) 7, 8	Ta (V) 6, 7, 8	W (VI) 6, 4	Re (VII) 4, 6

По мере уменьшения числа валентных электронов и увеличения числа свободных валентных орбиталей, т. е. по мере смещения влево в периодической системе, тенденция к повышению устойчивых координационных чисел усиливается.

Сопоставление электронных структур атомов и ионов скандия, галлия и алюминия показывает, что по строению внешних электронных слоев невозбужденных атомов элементы подгруппы скандия не имеют ничего общего с алюминием, тогда как электронная структура трехзарядных ионов этих элементов одинакова:

	Атом	Ион $Э^{3+}$
Al	2, 8, 3	2, 8
Sc	2, 9, 2	2, 8
Ga	2, 18, 3	2, 18

Элементы подгруппы галлия, наоборот, проявляют с Al сходство атомных структур и резкое отличие структур ионов $Э^{3+}$.

Кроме того, в ряду B—Al—Sc—Y—La—Ac (в противоположность ряду B—Al—Ga—In—Tl) монотонно увеличиваются атомные и ионные радиусы (см. рис. 17). Таким образом, следует ожидать, что в ряду B—Ac свойства однотипных соединений должны изменяться монотонно в противоположность ряду B—Tl. Сказанное подтверждается, например, при сопоставлении суммы первых трех энергий ионизации атомов и энтальпий образования соединений элементов подгрупп скандия и галлия и типических элементов третьей группы (рис. 221). Как видно из рис. 221, во всем ряду B—Ac (*p*- и *d*-элементов) монотонно уменьшаются энергии трехкратной ионизации ($I_1 + I_2 + I_3$) и увеличиваются энтальпии образования высших оксидов, тогда как в ряду B—Tl (одних лишь *p*-элементов) подобной монотонности не наблюдается. Рассмотренная закономерность является одним из примеров проявления вторичной периодичности (см. рис. 18).

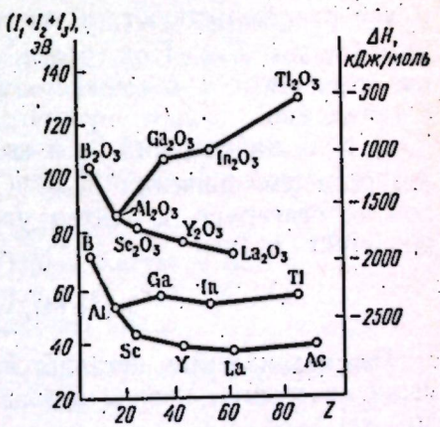


Рис. 221. Сумма трех первых энергий ионизации атомов и энтальпии образования оксидов $Э_2O_3$ элементов III группы

В ряду B—Al—Sc—Y—La—Ac усиливаются признаки металлических элементов. Скандий напоминает алюминий и является амфотерным элементом, а его аналоги по свойствам приближаются к щелочноземельным металлам.

§ 1. Подгруппа скандия

В земной коре элементы подгруппы скандия очень распылены и отдельных минералов не образуют. Из-за этого их трудно выделить в чистом (без примесей) состоянии.

Простые вещества. В виде простых веществ элементы подгруппы скандия — белые металлы. Некоторые их константы приведены ниже:

	Sc	Y	La	Ac
Пл., г/см³	3,0	4,47	6,16	10,1
Т. пл., °С	1539	1525	920	1040
Т. кип., °С	2700	3025	3470	—
E^0_{298}, В	—2,077	—2,372	—2,522	—2,6

Простые вещества скандия и его аналогов по химической активности уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам. В ряду Sc—Y—La—Ac химическая активность заметно возрастает, о чем свидетельствуют, в частности, значения их электродных потенциалов E^0_{298}. При более или менее сильном нагревании все они реагируют с большинством неметаллов, а при сплавлении — с металлами.

В ряду напряжений Sc и его аналоги находятся далеко впереди водорода (см. значения E^0_{298}). Скандий из-за пассивирования с водой не реагирует, а лантан уже при обычных условиях медленно разлагает воду:

$$2La + 6H_2O = 2La(OH)_3 + 3H_2$$

Рассматриваемые металлы легко взаимодействуют с разбавленными кислотами, причем разбавленную HNO_3 они восстанавливают до NH_4NO_3:

$$\overset{0}{8Ss} + 30H\overset{+5}{N}O_3 = 8\overset{+3}{Sc}(NO_3)_3 + 3\overset{-3}{N}H_4NO_3 + 9H_2O$$

С малоактивными неметаллами скандий и его аналоги образуют тугоплавкие соединения типа интерметаллических, например ScB_2, YB_2, LaB_6, $ЭSi_2$, YC_2, LaC_2, ScC и др.

В свободном состоянии Sc, Y и La получают электролизом расплавленных хлоридов или металлотермическим методом.

§ 2. Соединения элементов подгруппы скандия

В соответствии с усилением в ряду Sc—Y—La—Ac признаков металличности в том же ряду у соединений Э (III) ослабевают кислотные и усиливаются основные признаки. Соединения Э (III) — чаще всего белые кристаллические вещества.

Их структура характеризуется высокими координационными числами Э. Так, координационное число La (III) в кристаллах $LaCl_3$ и $La(OH)_3$ равно 9, а в кристаллах La_2S_3 и LaN —8.

В воде растворяются нитраты, сульфаты, галиды (кроме $ЭF_3$), труднорастворимы гидроксиды, карбонаты, фосфаты, фториды, фторид-силикаты и др.

(Как и для s-элементов II группы растворимость сульфатов в ряду Sc—Y—La быстро уменьшается.) Из водных растворов выделяются кристаллогидраты с переменным числом молекул воды, например $Sc_2(SO_4)_3 \cdot 5H_2O$, $Y_2(SO_4)_3 \cdot 7H_2O$, $ЭHal_3 \cdot 6H_2O$, $Y_2(CO_3)_3 \cdot 3H_2O$, $La_2(SO_4)_3 \cdot 8H_2O$.

Оксиды $Э_2O_3$ — тугоплавкие белые кристаллические вещества с высокими энтальпиями образования (ΔH_f^0 от —1650 до —2000 кДж/моль). Взаимодействие La_2O_3 с водой сопровождается выделением теплоты (гашение):

$$La_2O_3 + 3H_2O = 2La(OH)_3, \qquad \Delta H < 0.$$

Активность взаимодействия с водой в ряду Sc_2O_3—Y_2O_3—La_2O_3—Ac_2O_3 возрастает.

В ряду гидроксидов $Sc(OH)_3$—$Y(OH)_3$—$La(OH)_3$—$Ac(OH)_3$ усиливаются основные признаки и возрастает растворимость в воде. Так, $Sc(OH)_3$ амфотерен, а $La(OH)_3$ — довольно сильное основание. В обычных условиях он взаимодействует только с кислотами, поглощает CO_2, из аммонийных соединений при нагревании вытесняет аммиак. При сплавлении Sc_2O_3 или $Sc(OH)_3$ с основными оксидами или щелочами образуются оксоскандиаты типа $\overset{+1}{M}ScO_2$.

В ряду галидов $ScHal_3$—$YHal_3$—$LaHal_3$—$AcHal_3$ также наблюдается усиление основных признаков. Так, к образованию комплексных галидов в растворах склонен лишь ScF_3, для которого известны фтороскандиаты $\overset{+1}{M}_3[ScF_6]$. Фтороскандиаты s-элементов I группы растворяются в воде и довольно устойчивы. Что же касается фтороиттриатов, то они получаются лишь при сплавлении YF_3 с фторидами наиболее типичных металлических элементов, таких, как цезий, рубидий и частично калий ($Cs_3[YF_6]$, $Rb_3[YF_6]$). Из фторолантанатов известно только производное цезия $Cs_3[LaF_6]$. Еще менее устойчивы комплексные производные других галогенов.

Как и для алюминия (III), фториды Sc (III) и его аналоги существенно отличаются от остальных галидов: они тугоплавки (т. пл. 1450—1550°С), негигроскопичны, в воде не растворяются. Хлориды, бромиды и иодиды (т. пл. 800—900°С), напротив, гигроскопичны, растворяются в воде и легко гидролизуются, образуя полимерные оксогалиды ЭОHal.

Подобно алюминию, скандий и его аналоги образуют двойные соли, например $\overset{+1}{M}[Э(SO_4)_2]$, $\overset{+1}{M}_2[Э(NO_3)_5]$ $\overset{+1}{M}[Э(CO_3)_2]$. Образованием двойных солей объясняется растворение карбонатов скандия и его аналогов в насыщенных растворах карбонатов щелочных металлов и NH_4^+:

$$K_2CO_3 + La_2(CO_3)_2 = 2K[La(CO_3)_2]$$

Простые вещества и соединения элементов подгруппы скандия широкого применения пока не находят.

Из вышесказанного вытекает, что Sc и его аналоги по свойствам напоминают s-элементы, т. е. являются переходными между d- и s-элементами больших периодов.

Глава 3
d-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

d-Элементы IV группы — титан Ti, цирконий Zr, гафний Hf и курчатовий Ku — полные электронные аналоги, образуют подгруппу титана.

	$_{22}$Ti	$_{40}$Zr	$_{72}$Hf	$_{104}$Ku
Атомная масса	47,90	91,22	178,49	[260]
Валентные электроны	$3d^24s^2$	$4d^25s^2$	$5d^26s^2$	$6d^27s^2$*
Металлический радиус атома, нм	0,146	0,160	0,159	0,16*
Условный радиус иона $Э^{4+}$, нм	0,064	0,082	0,082	0,078*
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	6,82	6,84	7,5	—
Содержание в земной коре, мол. доли, %	0,25	$4\cdot10^{-3}$	$5\cdot10^{-5}$	—

Как видно из приведенных данных, в ряду Ti—Zr—Hf несколько увеличиваются первые энергии ионизации. При переходе от Ti к Zr возрастают атомные и ионные радиусы, а цирконий и гафний из-за лантаноидного сжатия имеют почти одинаковые размеры атомов и ионов. Поэтому свойства Zr и Hf очень близки и их разделение — одна из сложнейших проблем неорганической технологии.

В отличие от элементов подгруппы германия в подгруппе титана с ростом порядкового номера устойчивая степень окисления повышается. Для титана и его аналогов наиболее характерна степень окисления +4, но известны также соединения Ti (III) и реже Ti (II). Так, для титана устойчивы оксиды TiO, Ti_2O_3, TiO_2 и фториды TiF_2, TiF_3, TiF_4, а для циркония и гафния — ZrO_2, HfO_2 и ZrF_4, HfF_4. Этот экспериментальный факт на примере фторидов можно объяснить следующим образом. Образование соединений из простых веществ сопровождается затратой энергии для разрыва связей в простых веществах и выделением энергии при взаимодействии образовавшихся атомов. Энергия разрыва связей в металле (теплота атомизации) значительно больше, чем энергия разрыва связей в неметалле (F_2). При образовании $ЭF_2$, $ЭF_3$, $ЭF_4$ затрата энергии на атомизацию металла одна и та же. Но выигрыш энергии при присоединении атомов Э и F в случае образования $ЭF_2$ меньше, чем в случае образования $ЭF_3$ и $ЭF_4$. Следовательно, если энергия атомизации металла достаточно велика, то энергетически более выгодно, когда образуются высшие, а не низшие фториды. Поскольку в подгруппах *d*-элементов теплота атомизации (возгонки) с увеличением порядкового номера элемента возрастает, то энергетически более выгодными становятся фториды высших степеней окисления элемента.

Для титана типично координационное число 6 и реже 4; для циркония и гафния более характерны высокие координационные числа 7 и 8.

* Предсказываемые данные.

Таблица 46

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы титана

Степень окисления элемента	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация комплекса	Примеры соединений
+2	d^2	6	Октаэдр	TiO, TiF_2, $TiCl_2$
+3	d^1	6	»	$[Ti(OH_2)_6]^{3+}$, $[TiF_6]^{3-}$, Ti_2O_3, $TiCl_3$
+4	d^0	4	Тетраэдр	$TiCl_4$, $ZrCl_4$ (г), Ba_2TiO_4
		6	Октаэдр	TiF_6^{2-}, TiO_2, $CaTiO_3$ (перовскит), $FeTiO_3$ (ильменит)
		7	См. рис. 226	ZrF_7^{3-}, ZrO_2, HfO_2
		8	Квадратная антипризма	$[Zr_4(OH)_8(OH_2)_{16}]^{8+}$, ZrF_8^{4-}, ZrO_2 (тип CaF_2)

§ 1. Подгруппа титана

Природные титан и цирконий имеют пять изотопов, гафний — шесть. Курчатовий синтезирован в лаборатории. В земной коре титан довольно распространен, встречается главным образом в виде минералов *рутила* TiO_2, *ильменита* $FeTiO_3$ и *перовскита* $CaTiO_3$. Цирконий и гафний — рассеянные элементы; из наиболее важных минералов циркония можно назвать *циркон* $ZrSiO_4$ и *бадделеит* ZrO_2. Гафний самостоятельных минералов не образует, а всегда сопутствует цирконию.

Простые вещества. В виде простых веществ титан, цирконий и гафний — серебристо-белые металлы. Титан относится к легким, а цирконий и гафний к тяжелым металлам. Все они тугоплавки. В обычных условиях у них устойчива α-модификация (гексагональная решетка), а при высоких температурах — β-модификация (кубическая объемноцентрированная решетка). Основные константы рассматриваемых простых веществ приведены ниже:

	Ti	Zr	Hf	Ku
Пл., г/см^3	4,50	6,45	13,1	18*
Т. пл., °С	1668	1855	2220	2100*
Т. кип., °С	~3330	~4340	~4600	5500*
S°_{298}, Дж/град·моль	30,6	39,0	43,6	—
Электрическая проводимость	1	2	3	—
$\Delta H^\circ_{возг.\ 298}$, кДж/моль	471	608	703	—

* Предсказываемые данные.

Чистые металлы хорошо поддаются механической обработке. Следует отметить, что у металлов, содержащих в качестве примесей O, N, C, H, пластичность, ковкость, тягучесть, твердость, прочность на разрыв и другие механические характеристики резко изменяются.

При обычной температуре металлы коррозионноустойчивы на воздухе, что объясняется наличием на их поверхности защитной пленки $ЭO_2$. При нагревании же их активность заметно возрастает. Так, при температуре красного каления они сгорают в кислороде, образуя $ЭO_2$. При 800° C активно реагируют с азотом, образуя ЭN. С галогенами взаимодействуют при 150—400° C, образуя $ЭHal_4$, и т. д. В порошкообразном состоянии металлы пирофорны.

Титан, цирконий и гафний химически устойчивы во многих агрессивных средах. В частности, титан устойчив против действия растворов сульфатов, хлоридов, морской воды и др. В HNO_3 все они пассивируются. В отличие от циркония и гафния титан при нагревании растворяется в соляной кислоте, образуя в восстановительной атмосфере H_2 аквокомплексы Ti(III) — $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$:

$$2\overset{0}{Ti} + 6OH_3^+ + 6H_2O = 2[\overset{+3}{Ti}(OH_2)_6]^{3+} + 3H_2$$

Цирконий и гафний взаимодействуют с кислотами лишь в тех случаях, когда создаются условия их окисления и образования анионных комплексов Э (IV). Так, мелкораздробленные Zr и Hf, как и Ti, относительно легко растворяются в плавиковой кислоте:

$$\overset{0}{Э} + 6HF = H_2[\overset{+4}{Э}F_6] + 2H_2$$

в смеси кислот $HF + HNO_3$, в концентрированной H_2SO_4 и в царской водке:

$$3\overset{0}{Э} + 4HNO_3 + 18HF = 3H_2[\overset{+4}{Э}F_6] + 4NO + 8H_2O$$

$$\overset{0}{Zr} + 5H_2SO_4 = H_2[\overset{+4}{Zr}(SO_4)_3] + 2SO_2 + 4H_2O$$

$$3\overset{0}{Zr} + 4HNO_3 + 18HCl = 3H_2[\overset{+4}{Zr}Cl_6] + 4NO + 8H_2O$$

Цирконий и гафний, в меньшей степени титан, устойчивы в растворах щелочей.

Поскольку при высоких температурах Ti, Zr и Hf проявляют высокую химическую активность, выделение их в чистом виде представляет значительные трудности. Обычно эти металлы получают магнийтермическим и натрийтермическим восстановлением тетрагалидов в атмосфере аргона или гелия:

$$TiCl_4 + 2Mg = 2MgCl_2 + Ti$$

$$K_2[ZrF_6] + 4Na = 4NaF + 2KF + Zr$$

Очень чистые металлы получают термическим разложением тетраиодидов $ЭI_4$ при высокой температуре в вакууме. На рис. 222 изображен сосуд из стекла пирекс для получения чистого титана. Через отверстие *1* поступают порошкообразный титан и иод, через отверстие *2* откачивают воздух. В ходе процесса сосуд нагревают до 600° C в электрической печи, а титановая проволока *3* нагревается электрическим током. При 200° C титан и иод взаимодействуют с образованием TiI_4, который при 377° C сублимирует. Пары TiI_4 при соприкосновении с титановой проволокой, нагретой до 1100—1400° C, разлагаются: металлический титан оседает на проволоку, а пары иода конденсируются на холодных частях прибора. Таким путем удается получать титан очень высокой степени чистоты, поскольку большинство примесей, содержащихся в исходном металле, или не реагирует с иодом, или не образует летучих при 377° C иодидов. Таким путем титан получают в виде прутиков диаметром 5—30 мм.

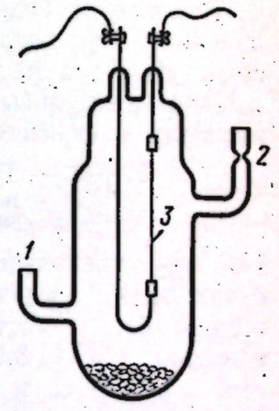


Рис. 222. Сосуд для получения титана термическим разложением TiI_4

Используемые в металлургии титан и цирконий получают в виде *ферротитана* и *ферроциркония* (15—50% Ti или Zr) путем совместного восстановления углем минералов титана или циркония и железных руд.

Титан благодаря высокой термической и коррозионной устойчивости — важный конструкционный материал. Он используется для строительства самолетов, подводных лодок и пр. Цирконий (ссвобожденный от гафния) и его некоторые сплавы применяются в атомной энергетике в качестве конструкционных материалов, отражающих нейтроны. Масштабы применения гафния более ограничены: он также используется в атомной энергетике, но как поглотитель нейтронов; применяется в электронной технике (катоды телевизионных трубок).

§ 2. Соединения элементов подгруппы титана

Металлические и металлоподобные соединения. Порошки титана, циркония и гафния поглощают водород, кислород и азот. При этом растворенные неметаллы переходят в атомарное состояние и принимают участие в образовании химической связи. Наряду с сильно делокализованной (металлической) возникает локализованная (ковалентная) связь. Благодаря этому система приобретает повышенную твердость и хрупкость. Способность Ti, Zr и Hf поглощать газы используется для получения глубокого вакуума, удаления газов из сплавов и т. д.

Гидриды Ti, Zr и Hf — хрупкие металлоподобные порошки серого или черного цвета. Их идеализированный состав отвечает формуле $ЭH_2$, они являются промежуточными между твердыми растворами и солеподобными (ионными) гидридами типа CaH_2.

Разложение гидридов титана, циркония и гафния используется для получения металлов в порошкообразном состоянии и для нанесения металлов на поверхность соответствующих изделий.

Последовательные стадии окисления титана кислородом можно выразить следующей схемой:

$$Ti + O_2 \rightarrow \underset{\text{твердый раствор}}{Ti{-}O} \rightarrow Ti_6O \rightarrow Ti_3O \rightarrow TiO \rightarrow Ti_2O_3 \rightarrow TiO_2$$

По мере увеличения содержания кислорода доля металлической связи падает, а ковалентной — увеличивается. Ti_6O и Ti_3O — типичные металлические, а TiO_2 — преимущественно ковалентное соединение ($\Delta E = 3{,}06$ эВ).

Карбиды и нитриды подгруппы титана образуются непосредственным взаимодействием простых веществ при высокой температуре. Соединения ЭN и ЭС (переменного состава) — кристаллические вещества, очень твердые, тугоплавкие (3000—4000° С), хорошо проводят электрический ток и химически инертны. Аналогичными свойствами обладают силициды $ЭSi_2$, бориды ЭВ, $ЭB_2$, Все они, конечно, обладают переменным составом. Соединения TiC, TiN, TiO, ZrN, ZrC, HfC имеют структуру типа NaCl и друг с другом образуют твердые растворы.

Ценные физико-химические свойства металлоподобных соединений элементов подгруппы титана определяют их большое значение для техники. Например, сплав состава 20% HfC и 80% TiC — один из самых тугоплавких (т. пл. 4400° С).

Характер взаимодействия титана и его аналогов с металлами зависит от положения последних в периодической системе. Так, с близкими к нему по свойствам хромом и ванадием титан образует непрерывный ряд твердых растворов замещения:

	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
Валентные электроны	d^2s^2	d^3s^2	d^5s^1	d^5s^2	d^6s^2	d^7s^2	d^8s^2
Растворимость в Ti, мол. доли, %	—	100	100	28	20	13	10

В ряду Mn—Fe—Co—Ni возможность образования твердых растворов с титаном уменьшается и, наоборот, усиливается склонность к образованию интерметаллических соединений. Так, при сплавлении титан весьма энергично взаимодействует с железом, образуя Fe_3Ti и FeTi. Аналогично ведут себя Co, Ni, Cu и Zn, образующие с титаном соединения типа M_3Ti и MTi.

Введение титана и циркония в сплавы придает им ценные физико-химические свойства. Так, добавка к стали уже 0,1% Ti придает

ей твердость и эластичность. Подобные стали используются для изготовления рельсов, вагонных осей, колес и пр. Стали с добавкой циркония отличаются повышенной твердостью и вязкостью и применяются для изготовления бронебойных плит и щитов.

Соединения Ti (IV), Zr (IV), Hf (IV). Для титана и его аналогов известны тетрагалиды $ЭHal_4$, диоксиды $ЭO_2$, дисульфиды $ЭS_2$, дисульфаты $Э(SO_4)_2$ и т. п. Кроме того, известны многочисленные производные анионных комплексов Э (IV) — титанаты, цирконаты и гафнаты:

$ЭHal_4$	$ЭO_2$	$ЭS_2$	$Э(SO_4)_2$
$[ЭHal_6]^{2-}$	$ЭO_4^{4-}$	$ЭS_4^{4-}$	$[Э(SO_4)_3]^{2-}$
$[ZrF_7]^{3-}$, $[HfF_7]^{3-}$	$ЭO_3^{2-}$	$ЭS_3^{2-}$	
$[ZrF_8]^{4-}$, $[HfF_8]^{4-}$			

Для титана (IV) наиболее характерно координационное число 6 и реже 4. Цирконий (IV) и гафний (IV), кроме того, проявляют координационные числа 7 и 8 (см. табл. 46).

Диоксиды $ЭO_2$ имеют координационные кристаллические решетки. В одной из модификаций TiO_2 — *рутиле* — координационное число титана равно 6 (см. рис. 70, *б*); в кристаллах ZrO_2 и HfO_2 координационные числа Zr и Hf достигают 7 и 8 (рис. 223, *а*).

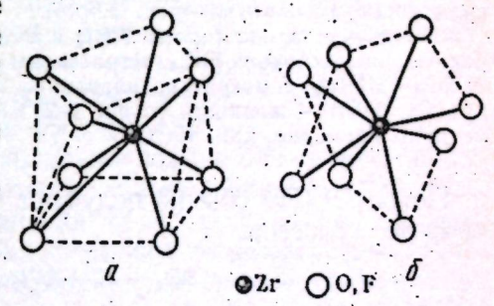


Рис. 223. Взаимное расположение атомов в восьмивершинниках ZrO_8 (*а*) и ZrF_8 (*б*)

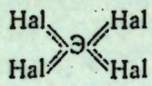
Диоксиды $ЭO_2$ — тугоплавкие белые вещества с высокими энтальпиями и энергиями Гиббса образования:

	TiO_2	ZrO_2	HfO_2
Т. пл., °С	1870	2850	2900
$\Delta H^\circ_{f,\,298}$, кДж/моль . .	—944	—1095	—1114
$\Delta G^\circ_{f,\,298}$, кДж/моль . .	—889	—1025	—1054

Химически они довольно инертны. В воде, холодных разбавленных кислотах (кроме HF) и щелочах не растворяются. Лишь при длительном нагревании $ЭO_2$ медленно взаимодействуют с кислотами, а при сплавлении — со щелочами. Из диоксидов наиболее широкое применение находит TiO_2. Вследствие химической инертности TiO_2 используется в качестве наполнителя в производстве пластмасс, красок, резины, а ZrO_2 — для изготовления огнеупорных тиглей и плит.

Из тетрагалидов $ЭHal_4$ хлориды, бромиды и иодиды в твердом состоянии имеют молекулярные решетки. Устойчивость тет-

раэдрических молекул $ЭHal_4$ обусловливается π-связями, образованными за счет свободных орбиталей атомов Э и неподеленных электронных пар атомов галогенов:



Это отвечает следующей электронной конфигурации (см. рис. 218):

$$[\sigma^{св}]^8\,[\pi^{св}]^{10}\,[\pi]^6.$$

Поэтому в частности, эффективный заряд атома титана в $TiCl_4$ ($\delta_{Ti} = 0{,}25$) ниже, чем атома углерода в CCl_4 ($\delta_C = 0{,}3$).

Тетрафториды полимерны. Так, кристаллы TiF_4 образованы из октаэдров TiF_6; структурной единицей ZrF_4 и HfF_4 является восьмивершинник $ЭF_8$— квадратная антипризма (рис. 223, *б*).

Почти все галиды (кроме $TiBr_4$ и $ЭI_4$) бесцветны. В обычных условиях, за исключением жидкого $TiCl_4$, тетрагалиды — твердые вещества. В ряду $TiHal_4$—$ZrHal_4$—$HfHal_4$ температура плавления однотипных галидов возрастает. Например, $TiCl_4$ — жидкость (т. пл. —23°С), а $ZrCl_4$ и $HfCl_4$ плавятся (под давлением) примерно при 430°С.

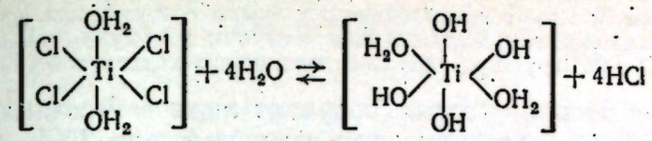
Галиды Э (IV) обычно получают накаливанием $ЭO_2$ с углем в атмосфере галогена:

$$ЭO_2 + 2C + 2Cl_2 = ЭCl_4 + 2CO$$

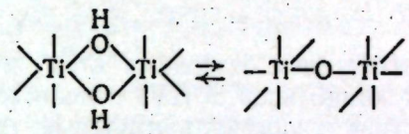
Тетрагалиды молекулярной структуры летучи, химически активны. Например, они склонны к присоединению донорных молекул, легко гидролизуются. Из них наиболее широко используется $TiCl_4$, в основном для получения металлического титана. Иодиды Э (IV) при высоких температурах (1000—1400° С) распадаются на иод и металл, что используется, как указывалось, для получения особо чистых Ti, Zr и Hf.

Гидроксиды Э (IV) — студенистые осадки переменного состава $ЭO_2 \cdot nH_2O$. Свежеполученные осадки (α-форма) имеют относительно большое число ОН-групп. Поэтому они более реакционноспособны (растворимы в кислотах), чем состарившиеся осадки (β-форма), в которых оловые группы замещены на оксоловые. Гидроксид титана (IV) растворим в концентрированных щелочах, гидроксиды циркония (IV) и гафния (IV) с щелочами практически не взаимодействуют.

Гидратированные ионы Ti^{4+}, Zr^{4+} и Hf^{4+} вследствие большого заряда в растворах существовать не могут. Поэтому их растворимые производные сильно гидролизуются. Гидролиз протекает с образованием разнообразных многоядерных комплексов. Как первую стадию гидролиза $TiCl_4$ можно рассматривать его координационное насыщение до $TiCl_4 \cdot 2H_2O$ с последующим отщеплением молекул HCl:



На последующих же стадиях гидролиза образуются полимерные оловые и оксоловые комплексы:



Переход оловых комплексов в оксоловые протекает легче, чем обратное превращение. Переходу гидроксоаквокомплексов в оловые и оксоловые соединения способствуют повышение температуры, щелочная среда и длительное стояние раствора. При этом возможна дальнейшая полимеризация, вследствие чего полиядерные комплексы разрастаются до размеров коллоидных частиц; возможно даже выделение свободных гидроксидов ($ЭO_2 \cdot nH_2O$).

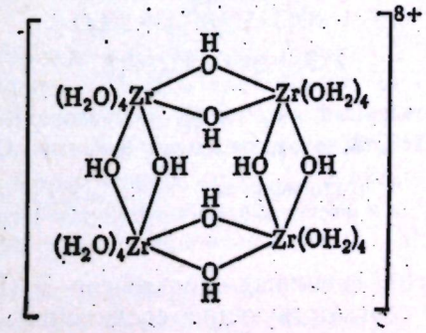
В многоядерных комплексах молекулы воды и ОН-группы могут замещаться на имеющиеся в растворе анионы. Все это объясняет причину сложного состава соединений, образующихся при химических реакциях в водных растворах. Так, при взаимодействии оксидов или гидроксидов с кислотами образуются не средние соли, а соответствующие оксо- и гидроксопроизводные, например типа $ЭOX_2$ (где $X = Cl^-$, Br^-, I^-, NO_3^-, $^1/_2\,SO_4^{2-}$):

$$Ti(OH)_4 + 2HCl = TiOCl_2 + H_2O$$

$$TiO_2 + H_2SO_4 = TiOSO_4 + H_2O$$

Из кислых растворов выделяются кристаллогидраты $TiOCl_2 \cdot 2H_2O$, $TiOSO_4 \cdot 2H_2O$, $ZrOCl_2 \cdot 8H_2O$, $ZrOSO_4 \cdot 8H_2O$, $HfOCl_2 \cdot 8H_2O$.

Кристаллы $TiOSO_4 \cdot H_2O$ содержат бесконечные цепи —Ti—O—Ti—O—, которые связываются радикалами SO_4^{2-}. Выделяемый из слабокислого раствора $ZrOCl_2 \cdot 8H_2O$ содержит тетрамерный ион $[Zr_4(OH)_8(OH_2)_{16}]^{8+}$:



Здесь атомы Zr имеют координационное число 8 и связаны посредством ОН-мостиков; каждый атом окружен еще четырьмя молекулами H_2O. Атомы О молекул H_2O и ОН-групп расположены в вершинах квадратной антипризмы.

Соединения простого состава получают лишь в неводных растворах. Так, $Ti(SO_4)_2$ образуется при взаимодействии $TiCl_4$ и SO_3 в жидком хлористом сульфуриле или сплавлением TiO_2 с дисульфатом:

$$TiCl_4 + 4SO_3 = Ti(SO_4)_2 + 2SO_2Cl_2$$

$$TiO_2 + 2K_2S_2O_7 = Ti(SO_4)_2 + 2K_2SO_4$$

а $Zr(NO_3)_4$ — взаимодействием безводных $ZrCl_4$ и N_2O_5.

Из анионных комплексов Э (IV) относительно более просты по составу и структуре галогенопроизводные (рис. 224, *а*). Наи-

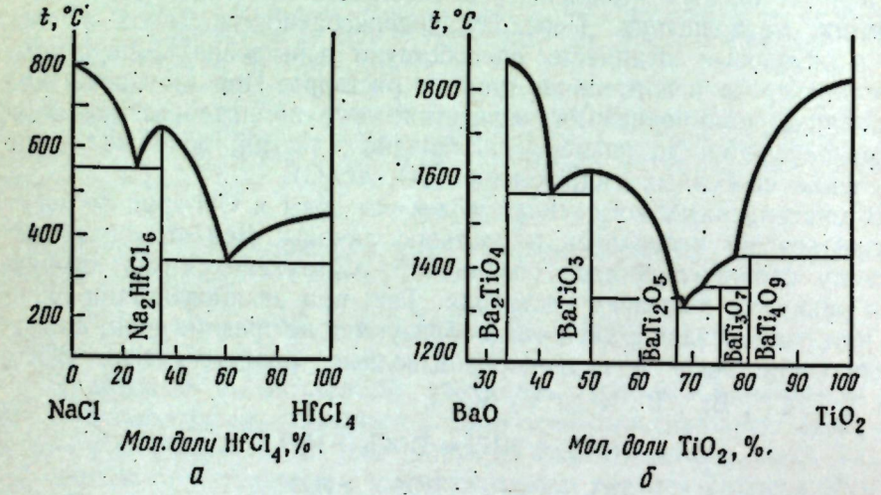


Рис. 224. Диаграммы плавкости систем $NaCl—HfCl_4$ (*а*) и $BaO—TiO_2$ (*б*)

более устойчивы в растворах и легко образуются фторокомплексы. Так, $ЭO_2$ легко растворяются в плавиковой кислоте, а $ЭF_4$ — также и в растворе фторидов *s*-элементов I группы:

$$6HF + ЭO_2 = H_2[ЭF_6] + 2H_2O$$

$$2KF + ЭF_4 = K_2[ЭF_6]$$

Ион ZrF_6^{2-} — многоядерный комплекс, образованный восьмивершинниками ZrF_8 (см. рис. 223, *б*), объединенными ребрами. Одновременно образуются фтороцирконаты и фторогафнаты типа $\overset{+1}{M}_2[ZrF_7]$ и $\overset{+1}{M}_4[ZrF_8]$. Фтортитанаты, фтороцирконаты и фторогафнаты *s*-элементов I группы хорошо растворимы в воде.

Производные других анионных комплексов Э (IV) обычно образуются сплавлением соответствующих соединений, например:

$$2KCl + ЭCl_4 = K_2ЭCl_6$$

$$2KOH + ЭO_2 = K_2ЭO_3 + H_2O$$

$$CaCO_3 + TiO_2 = CaTiO_3 + CO_2$$

Состав оксотитанатов (IV), оксоцирконатов (IV) и оксогафнатов (IV) весьма разнообразен (рис. 224, *б*). Простейшие из них отвечают формулам $\overset{+2}{M}ЭO_3$, $\overset{+1}{M}_2ЭO_3$ и $\overset{+2}{M}_2ЭO_4$. Структура оксотитанатов часто соответствует структурному типу перовскита $CaTiO_3$ (см. рис. 73) и ильменита $FeTiO_3$ (см. с. 110). Большинство оксотитанатов, оксоцирконатов и оксогафнатов представляют собой смешанные оксиды, в воде они не растворяются, производные щелочных металлов гидролизуются.

Для титана и его аналогов весьма характерны анионные комплексы, в которых роль лиганда играет пероксид-радикал O_2^{2-}. Пероксотитанаты и пероксоцирконаты образуются при действии H_2O_2 на соответствующие соединения, например:

$$Э(SO_4)_2 + H_2O_2 = H_2[Э(O_2)(SO_4)_2]$$

При этом растворы соединений Ti (IV) приобретают желто-оранжевую окраску. На этом основан один из аналитических методов обнаружения соединений Ti (IV) и пероксида водорода.

Соединения Ti (III). Как указывалось, степень окисления +3 отчетливо проявляется лишь у титана. Производные Ti (III) получают восстановлением соединений Ti (IV), например:

$$2TiO_2 + H_2 \xrightarrow{1200°C} Ti_2O_3 + H_2O$$

$$2TiCl_4 + H_2 \xrightarrow{650°C} 2TiCl_3 + 2HCl$$

При электрохимическом или химическом восстановлении соединений Ti(IV) в водных растворах образуется фиолетовый аквокомплекс $Ti(OH_2)_6^{3+}$.

Устойчивое координационное число Ti (III) равно 6; его октаэдрические комплексы имеют электронную конфигурацию

$$[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^1.$$

Переход π_d-электрона на молекулярную $\sigma_d^{разр}$-орбиталь определяет окраску комплексов. Для соединений Ti (III) это обычно (при $\Delta = 2{,}1 — 2{,}5$ эВ) отвечает фиолетовой окраске (см. рис. 219).

В соответствии с устойчивым координационным числом Ti (III) его оксид Ti_2O_3 (фиолетовый) имеет структуру типа α-Al_2O_3 (см. рис. 72); хлорид $TiCl_3$ (фиолетовый) — слоистую структуру; в кислых растворах существует аквокомплекс $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$, который входит в состав ряда кристаллогидратов и титановых квасцов $\overset{+1}{M}Ti(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, придавая им фиолетовую окраску.

В воде Ti_2O_3 практически не растворяется. Грязно-фиолетовый осадок $Ti_2O_3 \cdot nH_2O$, получаемый при добавлении щелочи в растворы солей Ti (III), является основным; в избытке щелочи не растворяется.

Производные Ti (III) — восстановители. Например, они легко окисляются кислородом воздуха:

$$4TiCl_3 + O_2 + 2H_2O = 4TiOCl_2 + 4HCl$$

Окисление соединений Ti(III) в кислых растворах сопровождается исчезновением фиолетовой окраски за счет образования соединений Ti (IV). Для соединений Ti (III) возможны также реакции диспропорционирования. Так, при нагревании до 400° С $TiCl_3$ распадается по уравнению

$$2\overset{+3}{Ti}Cl_3\ (т) = \overset{+2}{Ti}Cl_2\ (т) + \overset{+4}{Ti}Cl_4\ (г)$$

Легко показать, что эта реакция эндотермична ($\Delta H^0_{298} =$ = 142 кДж/моль), но сопровождается большим возрастанием энтропии ($\Delta S^0_{298} = 171$ Дж/(град·моль), поскольку один из продуктов — газ. При дальнейшем нагревании $TiCl_2$ также диспропорционирует:

$$2\overset{+2}{Ti}Cl_2\ (т) = \overset{0}{Ti}\ (т) + \overset{+4}{Ti}Cl_4\ (г)$$

Хотя эта реакция еще более эндотермична ($\Delta H^0_{298} = 274$ кДж/моль), возрастание энтропии на 155 Дж/(град·моль) обеспечивает протекание процесса, но уже при более высокой температуре.

Соединения Zr (III) и Hf (III) подробно не изучены.

Глава 4

d-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

d-Элементы V группы — ванадий V, ниобий Nb, тантал Ta и нильсборий Ns* входят в подгруппу ванадия:

	$_{23}V$	$_{41}Nb$	$_{73}Ta$
Атомная масса	50,942	92,906	180,948
Валентные электроны	$3d^34s^2$	$4d^45s^1$	$5d^36s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,134	0,146	0,146
Условный радиус иона $Э^{5+}$, нм	0,059	0,066	0,066
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	6,74	6,88	7,89
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$6 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Природные изотопы	^{51}V (99,75%) ^{52}V (0,25%)	^{93}Nb (100%)	^{181}Ta (99,99%) ^{180}Ta (0,01%)

* Нильсборий получен искусственным путем (см. с. 664). Это название еще не общепринятое; предложено также название ганий (Ha).

В отличие от подгруппы мышьяка в подгруппе ванадия по мере увеличения порядкового номера элемента уплотняются электронные оболочки атомов. Об этом свидетельствуют рост в ряду V—Nb—Ta первой энергии ионизации и характер изменения атомных и ионных радиусов. Вследствие лантаноидного сжатия атомные и ионные радиусы Nb и Ta практически одинаковы, поэтому ниобий и тантал по свойствам ближе друг к другу, чем к ванадию.

Ванадий в соединениях имеет степени окисления +2, +3, +4 и +5. Для ниобия и тантала, как и у других 4*d*- и 5*d*-элементов, наиболее устойчива высшая степень окисления, т. е. +5. Высшая степень окисления ванадия стабилизируется в фторо- и оксопроизводных.

Устойчивые координационные числа ванадия и его аналогов, отвечающие соответствующим степеням окисления, приведены в табл. 47.

Таблица 47

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы ванадия

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация	Примеры
+2	d^3	6	Октаэдр	$[V(OH_2)_6]^{2+}$, VO, VF_2
+3	d^2	4	Тетраэдр	$[VCl_4]^-$
		6	Октаэдр	$[V(OH_2)_6]^{3+}$, $[VF_6]^{3-}$, V_2O_3, VF_3
+4	d^1	4	Тетраэдр	VCl_4
		6	Октаэдр	EO_2, $[VO(OH_2)_5]^{2+}$
+5	d^0	4	Тетраэдр	$VOCl_3$
		5	Тригональная бипирамида	VF_5
		6	Октаэдр	NbF_5, TaF_5, ECl_5, $NbOCl_3$, $[VF_6]^-$, $NaNbO_3$, $NaTaO_3$
		7	См. рис. 226	$[NbF_7]^{2}I$, $[TaF_7]^{2-}$, $[NbOF_6]^{3-}$
		8	Квадратная антипризма	$[TaF_8]^{3-}$

§ 1. Подгруппа ванадия

Ванадий в земной коре более распространен, чем Cu, Zn, Pb, но его соединения редко встречаются в виде крупных месторождений. Ванадий рассеян в различных силикатных и сульфидных рудах. Наиболее важные его минералы *патронит* $VS_{2-2,5}$, *сульванит* Cu_3VS_4, *алаит* $V_2O_3 \cdot H_2O$, *ванадинит* $Pb_5(VO_4)_3Cl$. Ниобий и тантал почти всегда встречаются совместно, чаще всего в составе ниобат-танталатовых минералов состава $\overset{+2}{M}Э_2O_6$ (M = Fe, Mn). В слу-

чае преобладания тантала минерал $\overset{+2}{M}(TaO_3)_2$ называется *танталатом*, при преобладании ниобия — *колумбитом* $M(NbO_3)_2$.

Простые вещества. В виде простых веществ V, Nb и Ta — серые тугоплавкие металлы с объемноцентрированной кубической решеткой. Некоторые их константы приведены ниже:

	V	Nb	Ta
Пл., г/см³	5,96	8,57	16,6
Т. пл., °С	~1900	~2470	3015
Т. кип., °С	~3400	~4760	~5500
S^0_{298}, Дж/град·моль	28,9	36,6	41,5
$\Delta H^0_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	356	285	406
Электрическая проводимость	4	5	6

Физико-химические свойства ванадия, ниобия и тантала существенно зависят от их чистоты. Например, чистые металлы ковки, тогда как примеси (особенно O, H, N и C) сильно ухудшают пластичность и повышают твердость металлов.

В обычных условиях V и особенно Nb и Ta отличаются высокой химической стойкостью. Ванадий на холоду растворяется лишь в царской водке и концентрированной HF, а при нагревании — в HNO_3 и концентрированной H_2SO_4. Ниобий и тантал растворяются лишь в плавиковой кислоте и смеси плавиковой и азотной кислот с образованием отвечающих их высшей степени окисления анионных фторокомплексов:

$$\overset{0}{3Ta} + 5HNO_3 + 21HF = 3H_2[\overset{+5}{TaF_7}] + 5NO + 10H_2O$$

Ванадий, ниобий и тантал ваимодействуют также при сплавлении со щелочами в присутствии окислителей, т. е. в условиях, способствующих образованию отвечающих их высшей степени окисления анионных оксокомплексов:

$$\overset{0}{4Э} + 5O_2 + 12KOH = 4K_3[\overset{+5}{ЭO_4}] + 6H_2O$$
сплавление

При нагревании металлы окисляются кислородом до $Э_2O_5$, фтором — до $ЭF_5$. При высокой температуре они реагируют также с хлором, азотом, углеродом и др.

Для получения ванадия, ниобия и тантала их природные соединения сначала переводят в оксиды либо в простые или комплексные галиды, которые далее восстанавливают металлотермическим методом:

$$Э_2O_5 + 5Ca = 5CaO + 2Э$$

$$K_2[ЭF_7] + 5Na = 2KF + 5NaF + Э$$

Тантал получают также электролизом Ta_2O_5 в расплавленных комплексных фторидах $K_2[TaF_7]$.

Вследствие близости свойств ниобия и тантала их отделение друг от друга представляет значительные трудности. Особо чистые металлы получают термическим разложением иодидов. Для технических целей обычно выплавляют *феррованадий*, *феррониобий* и *ферротантал*.

Основной потребитель ванадия — черная металлургия. Ценные физико-химические свойства V, Nb и Ta позволяют использовать их при создании атомных реакторов. Ниобий и в еще большей степени тантал представляют интерес как конструкционные материалы для особо агрессивных сред в химической промышленности.

§ 2. Соединения элементов подгруппы ванадия

Металлические и металлоподобные соединения. Порошкообразные V, Nb и Ta адсорбируют значительные количества водорода, кислорода, азота, образуя твердые растворы внедрения. При этом неметаллы переходят в атомарное состояние и их электроны участвуют в построении *d*-зоны металлического кристалла. При нагревании растворимость неметаллов возрастает; вместе с тем изменяются характер химической связи и свойства образуемых соединений. Так, при образовании о к с и д о в постепенное окисление ниобия (как и V и Ta) кислородом протекает через следующие стадии:

$$Nb + O_2 \rightarrow \underset{\text{твердый раствор}}{Nb{-}O} \rightarrow Nb_6O \rightarrow Nb_2O \rightarrow NbO \rightarrow NbO_2 \rightarrow Nb_2O_5$$

По свойствам Nb_6O и Nb_2O — типичные металлические соединения; NbO (серого цвета) — соединение переменного состава ($NbO_{0,94-1,04}$) с металлическим блеском и металлической проводимостью. Диоксид NbO_2 (черного цвета) также переменного состава ($NbO_{1,9-2,09}$), но уже полупроводник. И, наконец, Nb_2O_5 имеет более или менее постоянный состав и электронной проводимостью не обладает. Таким образом, по мере увеличения содержания кислорода постепенно уменьшается доля металлической связи и увеличивается доля ковалентной, что обусловливает изменение свойств оксидов.

Г и д р и д ы ванадия и его аналогов ЭН — хрупкие металлоподобные порошки серого или черного цвета, имеют переменный состав. Гидриды химически устойчивы, не взаимодействуют с водой и разбавленными кислотами.

Высокой коррозионной стойкостью обладают также н и т р и д ы (ЭN, Nb_2N, Ta_2N), к а р б и д ы (ЭC, $Э_2C$), б о р и д ы (ЭB, $ЭB_2$, $Э_3B_4$), ряд других соединений ванадия и его аналогов с неактивными неметаллами.

Ванадий, ниобий и тантал между собой и с металлами, близко расположенными к ним в периодической системе (подгрупп железа, титана и хрома), образуют металлические твердые растворы. По мере увеличения различий в электронном строении взаимодействую-

щих металлов возможность образования твердых растворов уменьшается и возрастает возможность образования интерметаллических соединений, например типа Co_3V, Fe_3V, Ni_3V, Al_3V и др.

Интерметаллические соединения ванадия и его аналогов придают сплавам ценные физико-химические свойства. Так, ванадий резко повышает прочность, вязкость и износоустойчивость стали. Ниобий придает сталям повышенную коррозионную стойкость и жаропрочность. В связи с этим большая часть добываемого ванадия и ниобия используется в металлургии для изготовления инструментальной и конструкционной стали.

Большой интерес представляют сплавы на основе карбидов, нитридов, боридов и силицидов ниобия и тантала, отличающиеся исключительной твердостью, химической инертностью и жаростойкостью.

Соединения V(II), Nb(II), Ta(II). Из производных, в которых элементы подгруппы ванадия проявляют степень окисления +2, относительно более устойчивы соединения ванадия. Координационное число ванадия (II) равно 6, что отвечает октаэдрическому строению его комплексов (структурных единиц) в соединениях.

Оксид ванадия(II) VO ($VO_{0,9}$—$VO_{1,3}$) имеет кристаллическую решетку типа NaCl. Он черного цвета, обладает металлическим блеском и сравнительно высокой электрической проводимостью. Получают VO восстановлением V_2O_5 в токе водорода. С водой VO не взаимодействует, но как основное соединение довольно легко реагирует с разбавленными кислотами:

$$VO + 2OH_3^+ + 3H_2O = [V(OH_2)_6]^{2+}$$

Ион $[V(OH_2)_6]^{2+}$ фиолетового цвета. Такую же окраску имеют кристаллогидраты, например $M^{+1}_2SO_4 \cdot VSO_4 \cdot 6H_2O$, $VSO_4 \cdot 7H_2O$, $VCl_2 \cdot 6H_2O$.

Соединения V(II) — сильные восстановители. Фиолетовые растворы производных $[V(OH_2)_6]^{2+}$ довольно легко окисляются до $[V(OH_2)_6]^{3+}$ и их окраска становится зеленой. В отсутствие окислителей (например, кислорода воздуха) растворы соединений V(II) постепенно разлагают даже воду с выделением водорода.

Производные Nb(II) и Ta(II) относятся к соединениям кластерного типа (см. ниже).

Соединения V(III), Nb(III), Ta(III). Координационное число ванадия (III) равно 6. По структуре соединения V(III) аналогичны однотипным производным Al(III). Черный оксид ванадия (III) V_2O_3 имеет кристаллическую решетку типа корунда α-Al_2O_3 (см. рис. 72); состав его переменный $VO_{1,60-1,80}$. Из щелочных растворов соединений V (III) выделяется зеленый гидроксид $V(OH)_3$ переменного состава $V_2O_3 \cdot nH_2O$. Эти соединения амфотерны, но с преобладанием основных свойств. Так, V_2O_3 и $V_2O_3 \cdot nH_2O$ растворяются в кислотах:

$$V_2O_3 + 6OH_3^+ + 3H_2O = 2[V(OH_2)_6]^{3+}$$

Образующиеся аквокомплексы $[V(OH_2)_6]^{3+}$ и производимые от них кристаллогидраты $VCl_3 \cdot 6H_2O$, $VI_3 \cdot 6H_2O$ имеют зеленую окраску. Фиолетовую окраску имеют ванадиевые квасцы $M^{+1}[V(SO_4)_2] \cdot 12H_2O$, которые при растворении дают зеленые растворы.

Тригалиды ванадия $VHal_3$ — кристаллические вещества. Трихлорид VCl_3 имеет слоистую структуру (см. рис. 232, *а*). С соответствующими основными галидами $VHal_3$ образуют галидованадаты — производные ионов $[VHal_6]^{3-}$ и $[V_2Cl_9]^{3-}$ (см. рис. 61, *в*):

$$3KF + VF_3 = K_3[VF_6]; \quad 3KCl + 2VCl_3 = K_3[V_2Cl_9]$$

Производные ванадия (III) — сильные восстановители, в растворах они довольно легко окисляются кислородом воздуха до производных V(IV). Тригалиды при нагревании диспропорционируют:

$$2VCl_3\ (т) = VCl_2\ (т) + VCl_4\ (г)$$

Эта реакция эндотермична, и ее протекание обязано энтропийному фактору (за счет образования летучего VCl_4).

Производные Nb(III) и Ta(III) в основном относятся к соединениям кластерного типа (см. ниже).

Соединения V (IV), Nb (IV), Ta (IV). При обычных условиях степень окисления +4 для ванадия наиболее характерна. Соединения V(III) довольно легко окисляются до производных V(IV) молекулярным кислородом, а соединения V(V) восстанавливаются до производных V(IV). Наиболее устойчивое координационное число ванадия (IV) равно 6, а также устойчивы координационные числа 4 и 5.

Из производных V (IV) известны синий VO_2 ($VO_{1,8-2,17}$), коричневый VF_4 и красно-бурая жидкость VCl_4, а также оксогалиды типа $VOHal_2$. Диоксид VO_2 образуется при осторожном восстановлении V_2O_5 водородом, а VCl_4 — при окислении ванадия (или феррованадия) хлором или взаимодействием раскаленного V_2O_5 с CCl_4.

Диоксид имеет кристаллическую решетку типа рутила TiO_2 (см. рис. 70, *б*). Молекула VCl_4, как и $TiCl_4$, имеет тетраэдрическую форму.

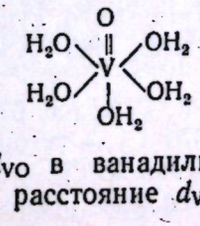
По сравнению с однотипными производными V (II) и V (III) бинарные соединения V (IV) кислотные свойства проявляют более отчетливо. Так, нерастворимый в воде VO_2 относительно легко взаимодействует при нагревании со щелочами. При этом образуются оксованадаты (IV) бурого цвета, чаще всего состава $M_2[V_4O_9]$:

$$4VO_2 + 2KOH = K_2[V_4O_9] + H_2O$$

Еще легче VO_2 растворяется в кислотах. При этом образуются не простые аквокомплексы V^{4+}, а аквопроизводные *оксованадила* VO^{2+}, характеризующиеся светло-синей окраской:

$$VO_2 + 2H^+ + 4H_2O = [VO(OH_2)_5]^{2+}$$

Оксованадильная группировка VO^{2+} отличается высокой устойчивостью, так как связь VO близка к двойной:



Межатомное расстояние d_{VO} в ванадильной группировке составляет 0,167 нм, тогда как расстояние $d_{V-OH_2} = 0,23$ нм.

Группировка VO^{2+} остается неизменной в ходе различных реакций; в зависимости от природы лигандов она может входить в состав как катионных или анионных комплексов, так и нейтральных молекул.

Взаимодействие $VHal_4$ с основными галидами не характерно, но для V(IV) весьма типичны производные анионных комплексов оксованадила типа $K_2[VOF_4]$, $(NH_4)_3[VOF_5]$.

Тетрагалиды ванадия легко гидролизуются. Так, в воде VCl_4 мгновенно переходит в $VOCl_2$ (дихлорид ванадила):

$$VCl_4 + H_2O = VOCl_2 + 2HCl$$

Для ниобия и тантала известны диоксиды $ЭO_2$, тетрагалиды $ЭHal_4$, оксодигалиды $ЭOHal_2$. Полагают, что в этих соединениях проявляется связь металл — металл, т. е. они относятся к кластерам (см. ниже).

Характерная для ниобия и тантала тенденция к использованию при образовании химической связи всех своих валентных электронов обычно осуществляется за счет перехода их в высшую степень окисления +5. При низких же степенях окисления эта тенденция осуществляется за счет образования связей M—M (см. сл. главу).

Соединения V (V), Nb (V), Ta (V). В ряду V (V) — Nb (V) — Ta (V) устойчивость соединений возрастает. Об этом, в частности, свидетельствует сопоставление энергий Гиббса образования однотипных соединений, например:

	V_2O_5 (к)	Nb_2O_5 (к)	Ta_2O_5 (к)
$\Delta G^\circ_{f,\,288}$, кДж/моль	—1427	—1776	—1908

Для ванадия (V) известны лишь оксид V_2O_5 и фторид VF_5, тогда как для ниобия (V) и тантала (V) известны и все другие галиды $ЭHal_5$. Для Э (V), кроме того, характерны оксогалиды типа $ЭOHal_3$. Все указанные соединения типично кислотные. Некоторые отвечающие им анионные комплексы приведены ниже:

$ЭF_5$	$ЭOF_3$	$Э_2O_5$
$[ЭF_6]^-$	$[ЭOF_6]^{2-}$	$[ЭO_4]^{3-}$, $[ЭO_3]^-$
$[NbF_7]^{2-}$, $[TaF_7]^{2-}$	$[NbOF_6]^{3-}$, $[TaOF_6]^{3-}$	
$[NbF_8]^{3-}$, $[TaF_8]^{3-}$		

Для V (V) наиболее типичны координационные числа 4 и 6, а для Nb (V) и Ta (V) — 6 и 7. Кроме того, существуют соединения, в которых координационное число Nb (V) и Ta (V) достигает 8 (см. табл. 47).

О к с и д ы — красный V_2O_5 (т. пл. 670°C), белые Nb_2O_5 (т. пл. 1490°C) и Ta_2O_5 (т. пл. 1870° C) — тугоплавкие кристаллические вещества. Структурная единица $Э_2O_5$ — октаэдр $ЭO_6$. (В случае V_2O_5 октаэдр VO_6 очень сильно искажен — почти тригональная

бипирамида с одним добавочным удаленным атомом кислорода.) Оксиды имеют высокие теплоты и энергии Гиббса образования. При этом вследствие лантаноидного сжатия значения ΔH_f^0 и ΔG_f^0 для Nb_2O_5 и Ta_2O_5 близки и заметно отличаются от таковых для V_2O_5.

Оксид ванадия (V) получают термическим разложением NH_4VO_3:

$$2NH_4VO_3 = V_2O_5 + 2H_3N + H_2O$$

Он весьма плохо растворим в воде (~0,007 г/л при 25°C), образует кислый раствор светло-желтого цвета; довольно легко растворяется в щелочах, а в кислотах — лишь при длительном нагревании. Оксиды Nb (V) и Ta (V) химически неактивны, в воде и кислотах практически не растворяются, а со щелочами реагируют лишь при сплавлении:

$$Э_2O_5 + 2KOH = 2KЭO_3 + H_2O$$

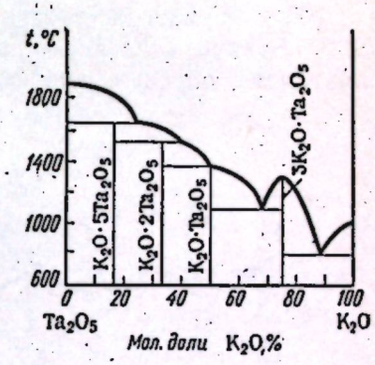


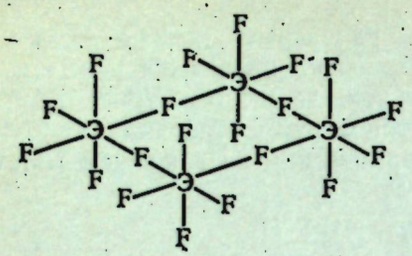
Рис. 225. Диаграмма плавкости системы Ta_2O_5—K_2O

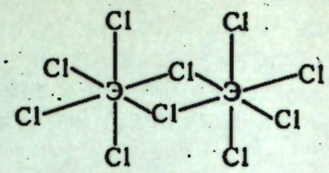
Оксованадаты (V), оксониобаты (V) и оксотанталаты (V) — кристаллические вещества сложного состава и строения. О их многообразии и сложности состава можно судить по характеру соответствующих диаграмм плавкости (например, рис. 225). Простейшие по составу соединения типа $M^{+1}ЭO_3$ и $M^{+1}_3ЭO_4$. В большинстве своем оксованадаты (V) и, в особенности, оксониобаты (V) и оксотанталаты (V) — полимерные соединения. Так, $NaNbO_3$ кристаллизуется по типу перовскита (см. рис. 73), а $Fe(NbO_3)_2$, $Mn(TaO_3)_2$ являются смешанными оксидами со структурой типа рутила (см. рис. 70, *б*). В воде растворимы лишь производные *s*-элементов I группы и NH_4^+. Из ванадатов наибольшее значение имеет NH_4VO_3 — исходное вещество для получения других соединений ванадия.

Кислоты, действуя на растворы оксованадатов, вызывают полимеризацию ванадат-ионов вплоть до образования осадка гидратированного оксида $V_2O_5 \cdot nH_2O$. Изменение состава ванадат-ионов сопровождается изменением окраски от почти бесцветного VO_4^{3-} до оранжевого $V_2O_5 \cdot nH_2O$.

Пентагалиды $ЭHal_5$ имеют островную структуру, поэтому они легкоплавки, летучи, растворяются в органических растворителях, химически активны. Фториды бесцветны, остальные галиды окрашены.

Кристаллы NbF_5 (т. пл. 80°C, т. кип. 235°C) и TaF_5 (т. пл. 95°C, т. кип. 229°C) состоят из тетрамерных молекул $(ЭF_5)_4$, а $ЭCl_5$ и $ЭBr_5$ (т. пл. и т. кип. порядка 200—300°C) — из димерных молекул $(ЭHal_5)_2$:





VF_5 — вязкая жидкость (т. пл. 19,5°С), по строению подобен SbF_5. Будучи кислотными соединениями, пентагалиды легко гидролизуются, образуя аморфные осадки гидратированных оксидов:

$$2ЭHal_5 + 5H_2O = Э_2O_5 + 10HHal$$

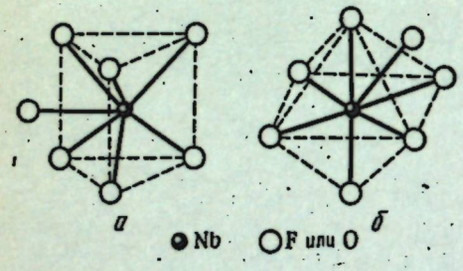


Рис. 226. Строение ионов NbF_7^{2-} (*а*) и $NbOF_6^{3-}$ (*б*)

Пентафториды, а также пентахлориды Nb и Ta, кроме того, реагируют с соответствующими основными галидами с образованием анионных комплексов $[ЭF_6]^-$, а в случае Nb (V) и Ta (V), кроме того, $[ЭF_7]^{2-}$, $[ЭF_8]^{3-}$ и $[ЭCl_6]^-$, например:

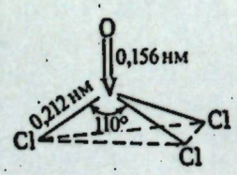
$$KF + VF_5 = K[VF_6]$$

$$2KF + TaF_5 = K_2[TaF_6]$$

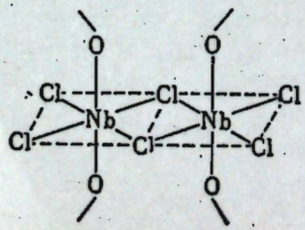
Структура ионов $[ЭF_7]^{2-}$ и $[ЭF_8]^{3-}$ показана на рис. 226.

Оксогалиды $ЭOHal_3$ — обычно твердые вещества, в большинстве летучие, а $VOCl_3$ — жидкость (т. пл. — 77°С, т. кип. 127°).

Молекула $VOCl_3$ имеет форму искаженного тетраэдра с атомом ванадия в центре:



В решетке $NbOCl_3$ димерные группы Nb_2Cl_6 соединены через мостики Nb—O—Nb, образуя бесконечные цепи из октаэдров NbO_2Cl_4:



Оксогалиды легко гидролизуются с образованием гидратированных оксидов $Э_2O_5 \cdot nH_2O$ и HHal

$$2ЭOHal_3 + 3H_2O = Э_2O_5 + 6HHal$$

и вступают во взаимодействие с основными галидами (рис. 227) с образованием анионных комплексов состава $[VOF_5]^{2-}$, а для Nb (V) и Ta (V), кроме того, $[ЭOCl_4]^-$, $[ЭOHal_5]^{2-}$, $[ЭOF_6]^{3-}$ (Hal = F, Cl), например:

$$2KF + VOF_3 = K_2[VOF_5]$$

$$3KF + NbOF_3 = K_3[NbOF_6]$$

При взаимодействии с водными растворами, содержащими KF и HF, Nb_2O_5 дает $K_2[NbOF_5]$, а Ta_2O_5 образует $K_2[TaF_7]$:

$$Nb_2O_5 + 4KF + 6HF = 2K_2[NbOF_5] + 3H_2O$$

$$Ta_2O_5 + 4KF + 10HF = 2K_2[TaF_7] + 5H_2O$$

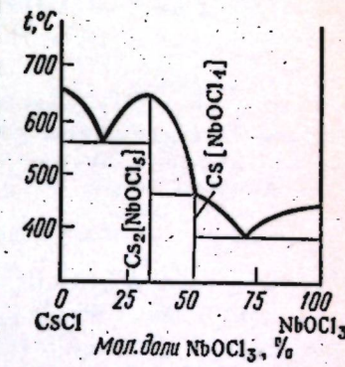


Рис. 227. Диаграмма плавкости системы CsCl—$NbOCl_3$

На различии в растворимости $K_2[TaF_7]$ и $K_2[NbOF_5]$ основан один из методов разделения ниобия и тантала.

Для ванадия (V) и его аналогов весьма характерны пероксокомплексы типа желтого $[VO_2(O_2)_2]^{3-}$, сине-фиолетового $[V(O_2)_4]^{3-}$ и бесцветных $[Nb(O_2)_4]^{3-}$ и $[Ta(O_2)_4]^{3-}$. По строению $[Э(O_2)_4]^{3-}$ представляют собой додекаэдр (см. рис. 223).

Пероксованадаты, пероксониобаты и пероксотанталаты образуются при действии пероксида водорода на соответствующие соединения Э (V) в щелочной среде. Например:

$$VO_4^{3-} + 2H_2O_2 = [VO_2(O_2)_2]^{3-} + 2H_2O$$

$$Э_2O_5 + 8H_2O_2 + 6KOH = 2K_3[Э(O_2)_4] + 11H_2O$$

В твердом состоянии эти соединения устойчивы. При действии кислот пероксованадаты разлагаются, а пероксониобаты и пероксотанталаты переходят в соответствующие пероксокислоты состава $HЭO_4$.

Производные ванадия (V) в кислой среде проявляют окислительные свойства, например окисляют концентрированную соляную кислоту:

$$V_2O_5 + 6HCl \rightleftarrows 2VOCl_2 + Cl_2 + 3H_2O$$

Для перевода же ниобия (V) и в особенности тантала (V) в более низкие степени окисления требуются энергичные восстановители и нагревание.

Соединения ванадия используются в химической промышленности в качестве катализаторов (производство серной кислоты), а также применяются в стекольной и других отраслях промышленности.

Глава 5

d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Хром Cr, молибден Mo и вольфрам W—*d*-элементы VI группы — образуют подгруппу хрома

	$_{24}$Cr	$_{42}$Mo	$_{74}$W
Атомная масса	52,01	95,95	183,92
Валентные электроны	$3d^54s^1$	$4d^55s^1$	$5d^46s^2$
Металлический атомный радиус, нм . .	0,127	0,137	0,140
Условный радиус иона $Э^{6+}$, нм	0,035	0,065	0,065
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	6,77	7,10	7,98
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$8 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$

Как видно из приведенных данных, в ряду Cr—Mo—W увеличивается энергия ионизации, т. е. уплотняются электронные оболочки атомов, в особенности сильно при переходе от Mo к W. Последний вследствие лантаноидного сжатия имеет атомный и ионный радиусы, близкие к таковым у Mo. Поэтому молибден и вольфрам по свойствам ближе друг к другу, чем к хрому.

Характерные степени окисления хрома +3 (отвечает устойчивой несвязывающей электронной конфигурации d^3) и в меньшей мере +6. У молибдена и вольфрама, как и у других 4*d*- и 5*d*-элементов, наиболее характерна высшая степень окисления, т. е. +6. Возможны также соединения, где хром и его аналоги проявляют степени окисления 0, +1, +2, +4 и +5.

Для хрома, молибдена и вольфрама наиболее типичны координационные числа 6 и 4. Известны также производные, в которых координационное число Mo и W достигает 8. Степени окисления элементов подгруппы и отвечающие им координационные числа приведены в табл. 48.

Таблица 48

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы хрома

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация комплекса	Примеры соединений
0	d^6	6	Октаэдр	$Э(CO)_6$
+2	d^4	6	Искаженный октаэдр	$[Cr(OH_2)_6]^{2+}$, CrF_2, $CrCl_2$, $MoCl_2$, WCl_2
		9		
+3	d^3	6	Октаэдр	$[Cr(OH_2)_6]^{3+}$, $[CrCl_6]^{3-}$, Cr_2O_3, $CrCl_3$
+6	d^0	4	Тетраэдр	$[ЭO_4]^{2-}$, $ЭO_2Cl_2$, CrO_3
		6	Октаэдр	$ЭHal_6$, MoO_3, WO_3, $[MoO_2F_4]^{2-}$, $[WO_3F_3]^{3-}$
		8	?	$[MoF_8]^{2-}$, $[WF_8]^{2-}$

Как и для других *d*-элементов, для Cr, Mo и W при низких степенях окисления более характерны катионные комплексы, а при высоких — анионные комплексы*. Так, для Cr (III) возможны и катионные и анионные комплексы, тогда как для Cr (VI), Mo (VI) и W (VI) типичны анионные комплексы. В соответствии с этим, в частности, CrO — основной оксид, Cr_2O_3 — амфотерный, а CrO_3 — кислотный.

§ 1. Подгруппа хрома

Природный хром состоит из четырех стабильных изотопов, молибден — из семи, вольфрам — из пяти. Большое число радиоактивных изотопов получено искусственно. Из минералов наибольшее значение имеют $Fe(CrO_2)_2$ — *хромистый железняк*; MoS_2 — *молибденит*, $CaWO_4$ — *шеелит*, $(Fe, Mn)WO_4$ — *вольфрамит*.

Наличие в почве следов молибдена необходимо для нормального развития растительных организмов. Особенно это относится к растениям семейства бобовых. Соединения молибдена, по-видимому, играют роль катализаторов процесса фиксации атмосферного азота.

Простые вещества. В виде простых веществ хром, молибден и вольфрам — серовато-белые блестящие металлы. Устойчивые в обычных условиях модификации Cr, Mo и W имеют структуру объемноцентрированного куба. Их основные константы приведены ниже:

	Cr	Mo	W
Пл., г/см^3	7,2	10,2	19,3
Т. пл., °C	1890	2620	3380
Т. кип., °C	3390	4800	5900
Электрическая проводимость	7,1	20,2	19,3
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	368,2	669,4	878,6

Вольфрам является самым тугоплавким из металлов. В ряду Cr—Mo—W наблюдается повышение температуры плавления и теплоты атомизации (возгонки), что объясняют усилением в металлическом кристалле ковалентной связи, возникающей за счет *d*-электронов. На свойства металлов в большой степени влияют примеси. Так, технический хром — один из самых твердых металлов, в то время как чистый хром пластичен.

Как и в других подгруппах *d*-элементов, с ростом порядкового номера элемента в ряду Cr—Mo—W химическая активность заметно

* Здесь речь не идет о комплексах с лигандами типа CO, CN^-, стабилизирующими низкие степени окисления (с. 551).

понижается. Так, хром вытесняет водород из разбавленных HCl и H_2SO_4, тогда как вольфрам растворяется лишь в горячей смеси плавиковой и азотной кислот:

$$\overset{0}{Э} + 2HNO_3 + 8HF = H_2[\overset{+6}{Э}F_8] + 2NO + 4H_2O$$

За счет образования анионных комплексов $ЭO_4^{2-}$ молибден и вольфрам взаимодействуют также при сплавлении со щелочами в присутствии окислителя:

$$\overset{0}{Э} + 3\overset{+5}{NaNO_3} + 2NaOH = \overset{+6}{Na_2ЭO_4} + 3\overset{+3}{NaNO_2} + H_2O$$

В концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 хром пассивируется. При нагревании, в особенности в мелкораздробленном состоянии, Cr, Mo и W довольно легко окисляются многими неметаллами, например сгорают в кислороде:

$$2Cr\ (к) + {}^3/_2\ O_2\ (г) = Cr_2O_3\ (к), \quad \Delta G^0_{298} = -1058\ кДж/моль;$$

$$Mo\ (к)\ (W) + {}^3/_2\ O_2\ (г) = MoO_3\ (к)\ (WO_3),$$

$$\Delta G^0_{298} = -677\ (-763)\ кДж/моль.$$

При этом образуются оксид хрома (III) и оксиды молибдена (VI) и вольфрама (VI), что соответствует устойчивым степеням окисления Cr и Mo, W. Образование CrO_3 термодинамически менее выгодно, чем Cr_2O_3 (значение ΔG^0 которого в расчете на 1 моль O почти в два раза больше, чем у CrO_3, $\Delta G^0 = -506$ кДж/моль).

Хром легко пассивируется, поэтому широко используется в качестве гальванических защитных покрытий и для получения коррозионностойких сталей. Молибден применяется для изготовления химической аппаратуры, вольфрам — в электротехнической промышленности (в частности, для производства ламп накаливания). Молибден и вольфрам применяются в качестве катализаторов.

Относительно чистый хром получают методом алюмотермии:

$$Cr_2O_3\ (к) + 2Al\ (к) = 2Cr\ (к) + Al_2O_3\ (к), \quad \Delta G^0_{298} = -510\ кДж/моль,$$

а молибден и вольфрам — восстановлением их оксидов водородом. В последнее время широкое распространение получил газофазный метод получения вольфрама за счет реакции взаимодействия галидов вольфрама с водородом при высокой температуре (1200° С).

Для металлургии хром получают в виде сплава с железом (*феррохром*, содержащий до 60% Cr) восстановлением хромистого железняка углем в электрической печи:

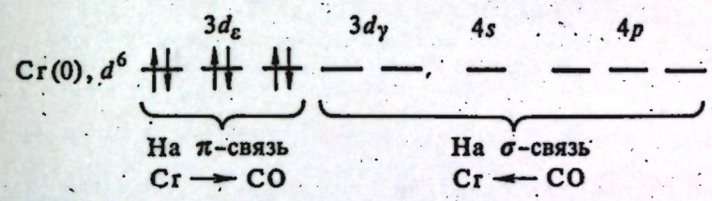
$$\overset{+2}{Fe}(\overset{+3}{CrO_2})_2 + 4\overset{0}{C} = \overset{0}{Fe} + 2\overset{0}{Cr} + 4\overset{+2}{CO}$$

Выплавляют также *ферромолибден* и *ферровольфрам*, которые используются для получения высококачественных специальных сталей.

§ 2. Соединения элементов подгруппы хрома

Соединения Cr(0), Mo(0), W(0). Нулевая степень окисления у *d*-элементов проявляется в соединениях с σ-донорными и π-акцепторными лигандами, например с молекулами CO. Для хрома и его аналогов известны гексакарбонилы $Э(CO)_6$. Это — бесцветные легко возгоняющиеся твердые вещества (т. пл. 150—170°С). Их молекулы диамагнитны, имеют форму октаэдра с атомом *d*-элемента в центре.

В нулевой степени окисления атомам хрома и его аналогов можно приписать электронную конфигурацию d^6:



За счет шести свободных $3d^2_\gamma 4s4p^3$-орбиталей Cr(0) присоединяет шесть молекул CO. Стабилизация молекулы $Cr(CO)_6$ достига-

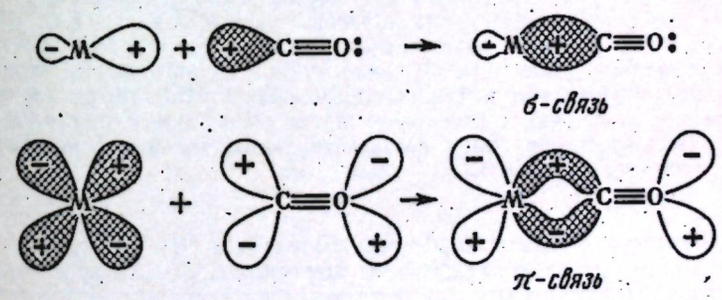
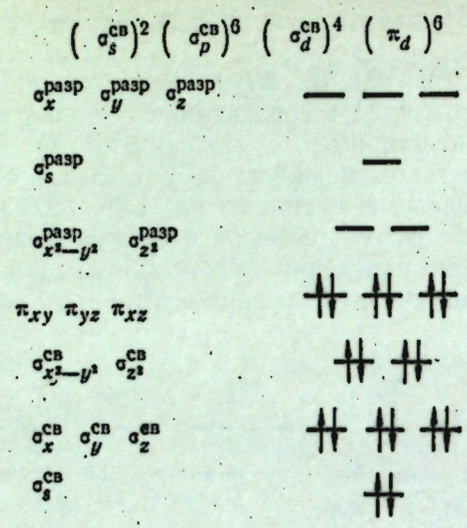


Рис. 228. Схема образования σ- и π-связей M—CO в карбонилах *d*-элементов. Заштрихованные орбитали содержат электроны; незаштрихованные — пустые

ется за счет π-дативного взаимодействия Cr → CO, в котором принимают участие $3d_\varepsilon$-электронные пары атома хрома и свободные $\pi^{разр}$-орбитали молекул CO (рис. 228). Вследствие переноса заряда от CO к атому Cr (при σ-донорно-акцепторном взаимодействии) и от атома Cr к молекуле CO (при π-дативном взаимодействии) результирующий заряд на атоме хрома оказывается положительным, $\delta_{Cr} = 0{,}4+$.

Если пренебречь π-электронами молекул CO, электронную конфигурацию комплекса $Cr(CO)_6$ можно выразить формулой



Перенос заряда при образовании σ-связи M ← CO и π-связи M → CO приводит к уменьшению порядка связи в молекуле CO. Так, согласно инфракрасным спектрам для свободной молекулы CO частота валентных колебаний составляет $\tilde{\nu}_{CO} = 2155\ см^{-1}$, а для координированных CO-групп меньше — примерно $2000\ см^{-1}$.

Карбонилы *d*-элементов (табл. 49) — жидкости или кристаллические вещества, хорошо растворимые в органических растворителях. Как и CO, они чрезвычайно т о к с и ч н ы. Термическим разложением карбонилов получают чистейшие металлы. Кроме того, их используют в химическом синтезе. Карбонилы металлов синтезируют различными способами. Никель, железо и кобальт непосредственно реагируют с оксидом углерода (II), давая карбонилы. Обычно же их получают восстановлением соответствующих солей или комплексов металлов в присутствии CO.

Т а б л и ц а 49

Некоторые бинарные карбонилы *d*-элементов VI—VII групп таблицы Д. И. Менделеева

VI	VII	VIII		
d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}
$Cr(CO)_6$ бесцветный, возгоняется	$Mn_2(CO)_{10}$ желтый, т. пл. 155°C, возгоняется	$Fe(CO)_5$ желтый, т. пл. —20°C, т. кип. 103°C	$Co_2(CO)_8$ оранжево-красный, т. пл. 51°C,	$Ni(CO)_4$ бесцветный, т. пл.—19°C, т. кип. 43°C
$Mo(CO)_6$ бесцветный, возгоняется	$Tc_2(CO)_{10}$ бесцветный, т. пл. 160°C	$Ru(CO)_5$ бесцветный, т. пл. —22°C	$Rh_2(CO)_8$ оранжевый, т. пл. 76°C	—
$W(CO)_6$ бесцветный, возгоняется	$Re_2(CO)_{10}$ бесцветный, т. пл. 177°C, возгоняется	$Os(CO)_5$ бесцветный, т. пл. —15°C	$Ir_2(CO)_8$ зелено-желтый, возгоняется	—

Карбонилы могут быть одно-, двух- и многоядерными. Одноядерные карбонилы образуют *d*-элементы с четным числом валентных электронов. *d*-Элементы с нечетным числом валентных электронов образуют двухъядерные карбонилы кластерного типа со связью M—M. Кроме двухъядерных известны и другие карбонилы кластерного типа, например $Fe_3(CO)_{12}$, $Co_4(CO)_{12}$, $Rh_6(CO)_{16}$.

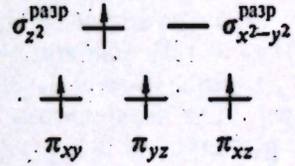
Как указывалось, по многим свойствам с молекулой CO сходна молекула N_2. Последняя в частности, способна к σ-донорному и π-акцепторному дативному взаимодействию и может выступать в качестве лиганда в комплексных соединениях. Большой теоретический и практический интерес представляют соединения, в которых роль лиганда играют молекулы азота. К подобным соединениям, называемым *нитрогенильными*, относится, например $[Ru(NH_3)_5(N_2)]Cl_2$.

Образование комплексов с участием молекул N_2 в качестве лигандов играет важную роль при фиксации атмосферного азота микроорганизмами, а также в процессе каталитического синтеза аммиака. По-видимому, в естественных условиях (обычные температура и давление) биохимическое связывание атмосферного азота осуществляется с участием комплексов Fe и Mo.

Соединения Cr (II), Mo (II), W (II). Для хрома в степени окисления +2 характерно координационное число 6. Это соответствует образованию, как правило, высокоспиновых комплексов (и структурных единиц) с электронной конфигурацией

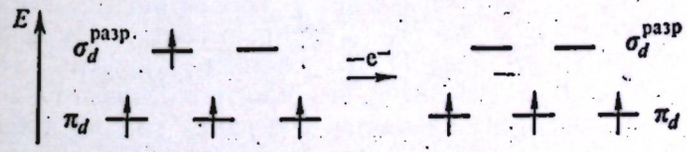
$$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^3\,(\sigma_d^{разр})^1.$$

Поскольку из двух орбиталей $\sigma_d^{разр}$-уровня занята только одна орбиталь



высокоспиновые октаэдрические комплексы геометрически искажены: два лиганда находятся на большем расстоянии, чем четыре остальных. Так, в кристалле $CrCl_2$ четыре атома хлора удалены от Cr(II) на 0,239 нм, а два других — на 0,290 нм.

При удалении электрона с разрыхляющей орбитали возникает особо устойчивая конфигурация $(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^3$:



Поэтому соединения хрома (II) — сильные восстановители.

Для хрома (II) известно лишь небольшое число бинарных соединений, в частности дигалиды $CrHal_2$, гидроксид $Cr(OH)_2$. Оксид хрома (II) CrO (черный) получить очень трудно, и факт его существования подвергается сомнению.

Бинарные соединения хрома (II), а также $Cr(OH)_2$ проявляют практически лишь основные свойства. Например, $Cr(OH)_2$ (желтый) взаимодействует только с кислотами:

$$Cr(OH)_2 + 2OH_3^+ + 2H_2O = [Cr(OH_2)_6]^{2+}$$

Образующиеся при этом аквокомплексы $[Cr(OH_2)_6]^{2+}$ синего цвета; такую же окраску имеют кристаллогидраты, например $Cr(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$, $CrSO_4 \cdot 5H_2O$, $CrCl_2 \cdot 4H_2O$, $CrBr_2 \cdot 6H_2O$.

Дигалиды довольно легко поглощают газообразный аммиак, образуя аммиакаты, например $[Cr(NH_3)_6]Cl_2$. Будучи сильными восстановителями

$$Cr^{3+}(р) + e^- = Cr^{2+}(р), \quad E^0 = -0{,}407\ В$$

соли Cr(II) в растворах легко окисляются кислородом воздуха:

$$4[Cr(OH_2)_6]^{2+} + O_2 + 4H^+ = 4[Cr(OH_2)_6]^{3+} + 2H_2O$$

а при отсутствии окислителя даже восстанавливают воду, постепенно ее разлагая с выделением водорода:

$$2CrCl_2 + 2H_2O = 2Cr(OH)Cl_2 + H_2$$

Соединения Cr (II) получают восстановлением соединений Cr (III), например водородом в растворе в момент выделения, или нагреванием в атмосфере H_2. Дигалиды можно получить также взаимодействием металла с газообразными HHal (при 600—700°C).

Производные Mo (II) и W (II) малочисленны. Из их бинарных соединений в основном изучены дигалиды $EHal_2$ (см. ниже).

Кластерные соединения. Для *d*-элементов характерны соединения, в которых содержатся группировки из двух и большего числа непосредственно связанных друг с другом атомов *d*-элементов. Такие группировки называются *кластерами**. Известные в настоящее время кластерные соединения распадаются на два больших класса: 1) низшие галиды и оксиды и 2) многоядерные карбонилы.

Кластеры первого типа в основном образуются 4*d*- и 5*d*-элементами V—VII групп (Nb и Ta, Mo и W, Tc и Re). Среди галидов и оксидов найдены двух-, трех- и шестиядерные кластеры. Примером ш е с т и я д е р н о г о (октаэдрического) кластерного соединения является дихлорид молибдена $MoCl_2$ (желтого цвета). По данным рентгеноструктурного анализа, $MoCl_2$ отвечает формула $[Mo_6Cl_8]Cl_4$. Комплекс $[Mo_6Cl_8]^{4+}$ диамагнитен, его строение показано на рис. 229. Шесть атомов молибдена находятся в центрах граней куба, образуя октаэдр Mo_6; восемь атомов хлора расположены в вершинах куба, каждый атом Cl связан с тремя атомами Mo. Внешнесферные ионы Cl^- выполняют роль мостиков, объединяющих кластеры $[Mo_6Cl_8]^{4+}$ между собой.

* От английского cluster — группировка, гроздь, рой.

Для объяснения строения комплекса воспользуемся чисто качественными представлениями. Каждый из атомов Mo на образование ковалентных связей Mo—Mo с четырьмя соседними атомами Mo

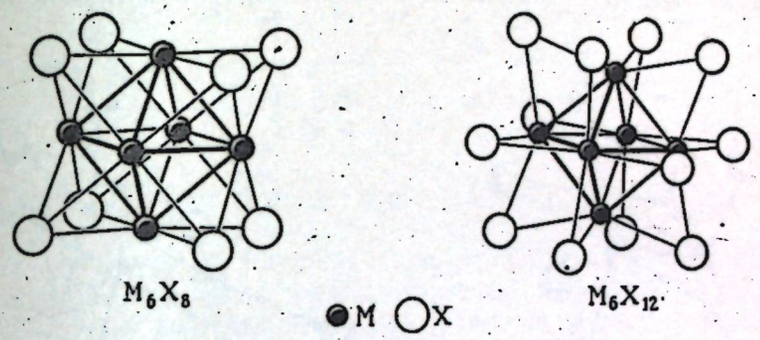
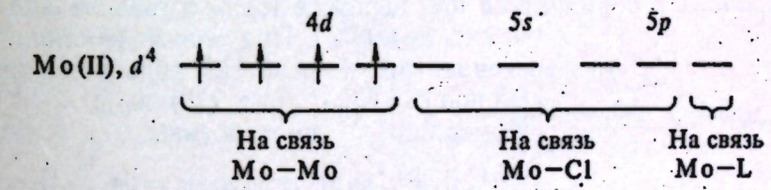


Рис. 229. Структура октаэдрических кластеров типа M_6X_8 (на примере иона $Mo_6Cl_8^{4+}$) и типа M_6X_{12} (на примере иона $Nb_6Cl_{12}^{2+}$)

представляют четыре электрона. Четыре свободные орбитали от каждого атома Mo используются на образование донорно-акцепторных связей Mo—Cl:



Кластерная группировка $[Mo_6Cl_8]^{4+}$ устойчива и может, не изменяясь переходить в другие соединения. Так, при действии на $MoCl_2$ щелочей образуется основание $[Mo_6Cl_8](OH)_4$, которое при взаимодействии с кислотами дает соли этого иона. Группировка $[Mo_6Cl_8]^{4+}$, кроме того, может выступать в качестве комплексообразователя, координируя шесть лигандов по одному к каждому из атомов Mo, с образованием комплексов $[Mo_6Cl_8L_6]$. Например, получены производные иона $[(Mo_6Cl_8)Cl_6]^{2-}$, а также соединение $[(Mo_6Cl_8)(OH)_4(OH_2)_2] \cdot 12H_2O$ и др. Строение $MoBr_2$, WCl_2, WBr_2 аналогично строению $MoCl_2$.

Среди шестиядерных кластеров весьма распространена группировка типа M_6Cl_{12} (рис. 229). Она обнаружена в $PtCl_2$ (Pt_6Cl_{12}), WCl_3 ($[W_6Cl_{12}]Cl_6$), Nb_6Cl_{14} ($[Nb_6Cl_{12}]Cl_2$) и др.

К т р е у г о л ь н ы м кластерам относятся галиды рения (III) и их производные. Так, кристалл $ReCl_3$ построен из группировок Re_3Cl_9, в которых атомы Re непосредственно объединены в тре-

угольник (рис. 230). Межъядерное расстояние d_{ReRe} составляет 0,248 нм. Оно на 0,027 нм короче межъядерного расстояния в металлическом кристалле рения (d_{ReRe} = 0,275 нм). Следовательно, связь металл — металл здесь очень прочная; ей приписывают

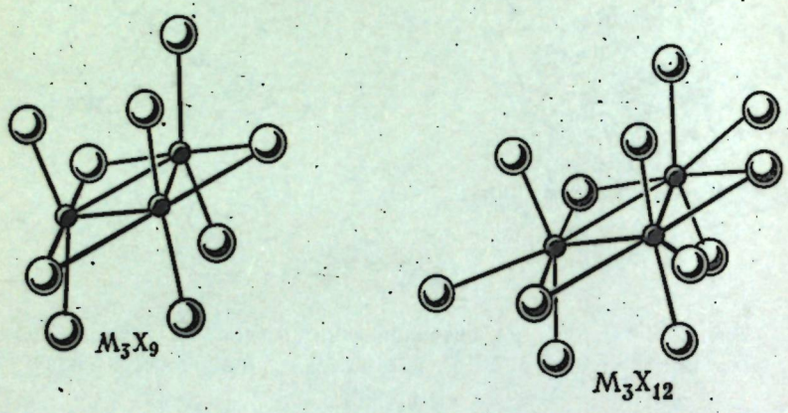


Рис. 230. Структура треугольных кластеров типа M_3X_9 (на примере $ReCl_3$) и типа M_3X_{12} (на примере $CsReCl_4$)

кратность, равную двум: Re=Re. Поэтому группировка Re_3Cl_9 очень прочная и сохраняется при переводе $ReCl_3$ в газовое состояние (вплоть до 600°С). При взаимодействии $ReCl_3$ с концентрированной HCl образуется тримерный ион $[Re_3Cl_{12}]^{3-}$ (рис. 230), d_{ReRe} = 0,248 нм. Примерами производных кластеров $[Re_3Hal_{12}]^{3-}$ являются соли типа $M_3^{+1}[Re_3Hal_{12}]$ (красного цвета).

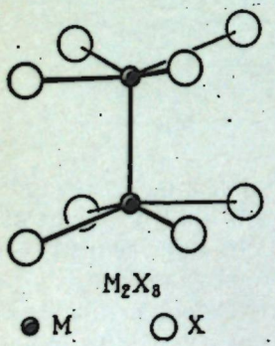
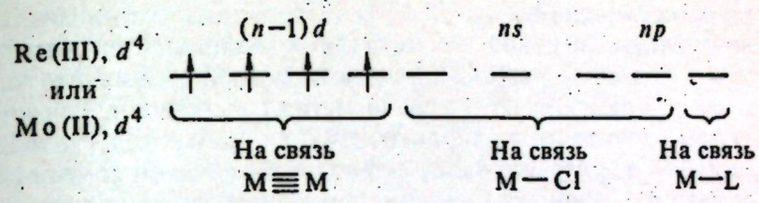


Рис. 231. Структура двухъядерного кластера типа M_2X_8 на примере $K_2Re_2Cl_8 \cdot 2H_2O$

К двухъядерным кластерам относятся ионы $[Mo_2Cl_8]^{4-}$ и $[Re_2X_8]^{2-}$ (X = Cl, Br, SCN). Экспериментально установлено, что в ионе $[Re_2Cl_8]^{2-}$ (рис. 231) межъядерное расстояние d_{ReRe} составляет всего 0,224 нм, т. е. на 0,051 нм короче, чем d_{ReRe} в металле (0,275 нм). Столь необычно короткое расстояние и диамагнетизм этого иона свидетельствуют о четверной связи Re ≣ Re (одна σ-связь, две π-связи и одна δ-связь). Аналогичным образом четверная связь Mo ≣ Mo проявляется в диамагнитном ионе $[Mo_2Cl_8]^{4-}$, d_{MoMo} = 0,214 нм (в металле d_{MoMo} = 0,278 нм).

Если принять, что ось z проходит через атомы Re, то возникновение связи можно объяснить следующим образом: σ-связь образуется перекрыванием d_{z^2}-орбиталей, две π-связи — взаимодействием d_{xz} и d_{yz}-орбиталей и δ-связь — перекрыванием d_{xy}-орбиталей:



В качестве производных кластера $[Re_2Cl_8]^{2-}$ можно назвать $M_2[Re_2Cl_8] \cdot 2H_2O$.

Двухъядерным кластерным оксидом является MoO_2. Этот оксид в твердом состоянии имеет структуру, близкую типу рутила (рис. 70, *б*), с межъядерными расстояниями d_{MoMo}, равными 0,250 и 0,310 нм. Более короткое из них является расстоянием для пары связанных между собой атомов молибдена. Соединение диамагнитно, что соответствует такому объяснению. Найдено, что кластерная группировка M_2 для диоксидов со структурой типа рутила проявляется в WO_2, TcO_2, ReO_2, VO_2.

Соединения кластерного типа весьма характерны для ниобия и тантала. Среди кластеров этих элементов лучше изучены галиды. Вследствие особенностей структуры состав галидов обычно не отвечает целочисленным степеням окисления элементов, например:

Состав	Кластерная группировка	Примеры соединений
$ЭHal_{1,88}$ или $Э_6Hal_{11}$	$Э_6Hal_8^{3+}$	$[Nb_6I_8]I_3$
$ЭHal_{2,33}$ или $Э_6Hal_{14}$	$Э_6Hal_{12}^{2+}$	$[Nb_6Cl_{12}]Cl_2$, $[Ta_6Cl_{12}]Cl_2$, $[Ta_6Br_{12}]Br_2$, $[Ta_6I_{12}]I_2$
$ЭHal_{2,5}$ или $Э_6Hal_{15}$	$Э_6Hal_{12}^{3+}$	$[Nb_6F_{12}]F_3$, $[Ta_6Cl_{12}]Cl_3$, $[Ta_6Br_{12}]Br_3$
$ЭHal_{2,67}$ или $Э_3Hal_8$	$Э_3Hal_8$	Nb_3Cl_8, Nb_3Br_8, Nb_3I_8

Атомы Nb и Ta чаще всего объединяются в октаэдрические и треугольные группировки (см. рис. 229—230). Устойчивые октаэдрические кластерные группировки $Э_6Hal_{12}$ обнаружены также в кристаллогидратах типа $Nb_6Cl_{14} \cdot 7H_2O$, $Nb_6Br_{14} \cdot 7H_2O$, $Ta_6Cl_{14} \cdot 7H_2O$. Последние в растворе распадаются на ионы $[Э_6Hal_{12}]^{2+}$ и $2Hal^-$. При действии солей Ag^+ из растворов сразу осаждается только 2 моля галид-ионов в расчете на 1 моль соединения.

Кроме перечисленных известны также галиды ниобия и тантала переменного состава, например $NbCl_3$—$NbCl_{3,13}$, $TaCl_{2,9}$—$TaCl_3$ и др.

К соединениям кластерного типа относятся также низшие оксиды ниобия и тантала. Так, NbO состоит из кластерных группировок Nb_6O_{12}. Полагают, что связи M—M проявляются также в низших оксогалидах $NbOI_2$, $TaOCl_2$.

В кластерных галидах атомы *d*-элемента используют в образовании связи M—M и M—Hal все свои валентные электроны (Tc и Re—7, Mo и W—6, Nb и Ta—5) независимо от степени окисления. Таким образом, стремление к использованию всех своих валентных

электронов на образование химических связей у 4*d*- и 5*d*-элементов осуществляется либо за счет образования соединений, в которых они проявляют высшую степень окисления, либо за счет образования кластерных соединений.

Следовательно, переход от металла к галиду (или оксиду) не обязательно связан с разрушением всех связей между атомами металла и полной заменой их на связи металл — галоген. Обычно многие металлы *d*-элементов характеризуются высокими энтальпиями атомизации, т. е. разрыв связей между атомами *d*-элементов требует большой затраты энергии. Поэтому при образовании низшего галида некластерного типа энергия, выделяемая при образовании связей M—Hal, оказывается недостаточной для компенсации энергии, затрачиваемой на разрыв всех связей M—M.

Соединения Cr (III), Mo (III), W (III). У хрома степень окисления +3 является наиболее устойчивой. Координационное число хрома (III) равно шести, поэтому его комплексы (структурные единицы) имеют форму октаэдра. Валентные электроны в октаэдрических комплексах Cr (III) располагаются только на связывающих и несвязывающих орбиталях:

$$(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^2.$$

Наличие трех непарных электронов обусловливает парамагнетизм производных Cr (III). Большинство соединений Cr (III) интенсивно окрашено.

Оксид хрома (III) Cr_2O_3 — темно-зеленый порошок, а в кристаллическом состоянии — черный с металлическим блеском. Структура Cr_2O_3 соответствует октаэдро-тетраэдрической координации атомов (структура типа α-Al_2O_3, см. рис. 72). Оксид хрома (III) тугоплавок (т. пл. 2265° С), химически инертен. В воде, кислотах и щелочах не растворяется. Его амфотерная природа проявляется при сплавлении с соответствующими соединениями. Так, при сплавлении Cr_2O_3 с дисульфатом калия образуется сульфат хрома (III):

$$3K_2S_2O_7 = 3K_2SO_4 + 3SO_3$$
$$Cr_2O_3 + 3SO_3 = Cr_2(SO_4)_3$$
$$\underset{\text{основный}}{Cr_2O_3} + 3K_2S_2O_7 = Cr_2(SO_4)_3 + 3K_2SO_4$$

А при сплавлении Cr_2O_3 со щелочами и соответствующими основными оксидами образуются оксохроматы (III), называемые *хромитами*:

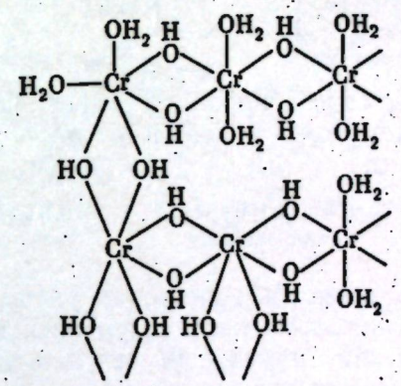
$$2KOH + \underset{\text{кислотный}}{Cr_2O_3} = 2KCrO_2 + H_2O$$

Оксохроматы (III) *d*-элементов типа $M^{+2}(CrO_2)_2$ являются координационными полимерами, т. е. смешанными оксидами (типа шпинели). В их кристаллах атомы M (II) находятся в тетраэдрическом, а атомы Cr (III) в октаэдрическом окружении атомов кислорода. Смешанным оксидом Cr (III) и Fe (II) является природный хромит — хромистый железняк $FeCr_2O_4$.

Осаждаемый из растворов серо-синий гидроксид $Cr(OH)_3$

$$Cr^{3+} + 3OH^- = Cr(OH)_3$$

имеет переменный состав $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$. Это многоядерный слоистый полимер, в котором роль лигандов играют OH^- и OH_2, а роль мостиков — OH-группы:



Его состав и структура зависят от условий получения. При стоянии и в особенности при нагревании $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$ вследствие замены связей Cr—OH—Cr на связи Cr—O—Cr теряет активность. Свежеполученный $Cr(OH)_3$ (т. е. $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$) хорошо растворяется в присутствии кислот и щелочей, которые вызывают разрыв связей в слоистом полимере:

$$\underset{\text{основный}}{Cr(OH)_3} + 3OH_3^+ = [Cr(OH_2)_6]^{3+}$$
$$\underset{\text{кислотный}}{Cr(OH)_3} + 3OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}$$

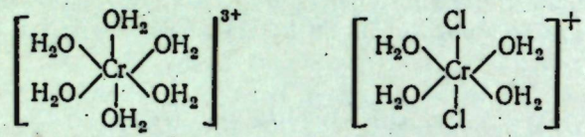
Получение гидроксида хрома (III) и его переход в катионные $[Cr(OH_2)_6]^{3+}$ и анионные $[Cr(OH)_6]^{3-}$ комплексы можно выразить следующим суммарным уравнением:

$$[Cr(OH_2)_6]^{3+} \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} Cr(OH)_3 \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} [Cr(OH)_6]^{3-}$$

Аквокомплекс $[Cr(OH_2)_6]^{3+}$ сине-фиолетового цвета, входит в состав ряда кристаллогидратов Cr (III), например в фиолетовые $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, $CrBr_3 \cdot 6H_2O$, $M^{+1}Cr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (квасцы). Результаты рентгеноструктурного анализа и окраска хромовых квасцов говорят в пользу структуры $[M(OH_2)_6][Cr(OH_2)_6](SO_4)_2$. Таким образом, квасцы представляют собой двойные соли. Они образуются при взаи-

модействии растворов $M^{+1}_2SO_4$ и $Cr_2(SO_4)_3$. Квасцы, как и некоторые другие производные Cr (III), используются в качестве протравы в красильном деле и при дублении кожи.

В зависимости от условий (температура, концентрация, pH) состав катионных аквокомплексов изменяется, что сопровождается изменением их окраски от фиолетовой до зеленой. Например:



сине-фиолетовый

темно-зеленый

Так, твердый шестиводный кристаллогидрат $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ в зависимости от ориентации молекул воды и хлорид-ионов имеет следующие изомерные формы:

$[Cr(OH_2)_6]Cl_3$ сине-фиолетовый $[Cr(OH_2)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ светло-зеленый $[Cr(OH_2)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$ темно-зеленый

Изомерия, обусловленная неодинаковым распределением молекул воды и внешнесферных ионов между внутренней и внешней сферами комплексных соединений, называется *гидратной*.

Существование указанных изомеров можно доказать с помощью следующего эксперимента. При высушивании в эксикаторе с концентрированной серной кислотой $[Cr(OH_2)_6]Cl_3$ воду не теряет, $[Cr(OH_2)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ теряет 1 моль, а $[Cr(OH_2)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$ — 2 моля воды в расчете на 1 моль взятого изомера. При действии же $AgNO_3$ на растворы этих соединений немедленно осаждается соответственно 3, 2 и 1 моль ионов Cl^-. Дополнительные доказательства правильности выбранных формул можно получить при измерении электрической проводимости: наибольшей электрической проводимостью обладает раствор $[Cr(OH_2)_6]Cl_3$, меньшей — раствор $[Cr(OH_2)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ и еще меньшей — раствор $[Cr(OH_2)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$, что находится в полном согласии с уменьшением числа ионов, на которые распадаются при одинаковой молярной концентрации эти соединения.

Трихлорид хрома $CrCl_3$ красно-фиолетового цвета. Его получают при пропускании хлора над раскаленным металлом или нагретой докрасна смесью Cr_2O_3 и древесного угля:

$$Cr_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 2CrCl_3 + 3CO$$

Здесь уместно подчеркнуть, что безводные соединения по своей структуре и свойствам существенно отличаются от соответствующих кристаллогидратов. Так, $CrCl_3$ полимерен (слоистая структура, рис. 232, *а*), тогда как кристаллы $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ имеют островную структуру. В частности, $CrCl_3$ в отличие от $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ в воде растворяется исключительно медленно.

Аналогично $Cr_2(SO_4)_3$ (розового цвета) в воде растворяется плохо, а $Cr_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ (фиолетового цвета) хорошо.

В растворе соли Cr (III) в большей или меньшей степени гидролизуются. Как первую стадию гидролиза галидов, сульфата, нитрата

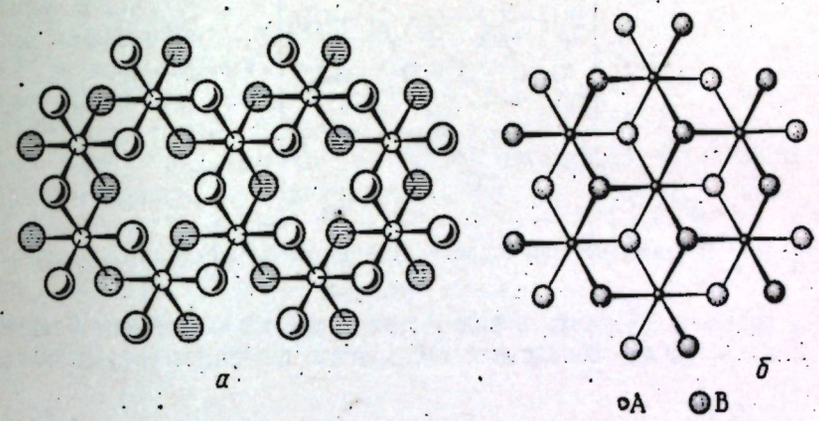


Рис. 232. Структура слоя, образованного октаэдрическими структурными единицами AB_6, соединения типа AB_3 (*а*) и соединения типа AB_2 (*б*)

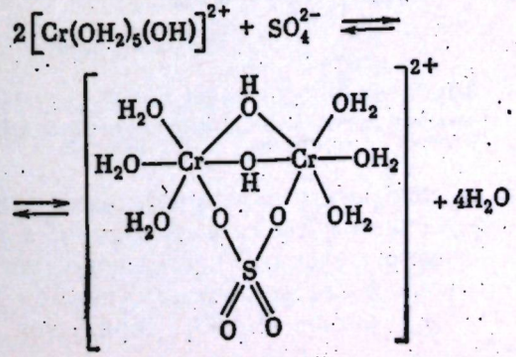
Cr (III) можно рассматривать образование гидроксопентааквокомплекса $[Cr(OH)(OH_2)_5]^{2+}$:

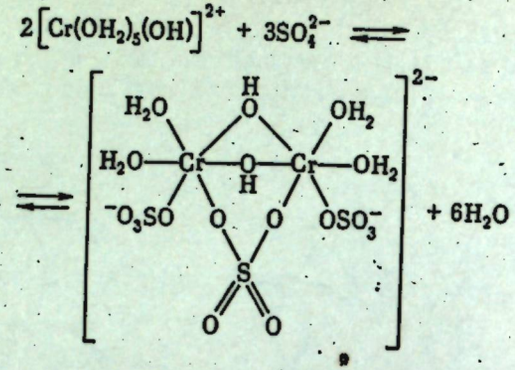
$$[Cr(OH_2)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Cr(OH)(OH_2)_5]^{2+} + OH_3^+$$

$$Cr^{3+} + HOH \rightleftarrows Cr(OH)^{2+} + H^+$$

Далее может происходить полимеризация этих комплексов.

Например, в случае сульфата хрома в зависимости от температуры, pH, концентрации образуются следующие продукты:





При этом раствор из фиолетового становится зеленым.

При попытке получить в водном растворе по обменным реакциям Cr_2S_3 или $Cr_2(CO_3)_3$ вследствие гидролиза выделяется гидроксид:

$$2\overset{+3}{Cr}\ (р) + 3CO_3^{2-}\ (р) + 3H_2O\ (ж) = 2Cr(OH)_3\ (т) + 3CO_2\ (г)$$

Кроме аквокомплексов для Cr(III) известны катионные амминокомплексы $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$ (фиолетового цвета). Аммиакаты в твердом состоянии устойчивы. В водных же растворах они постепенно разрушаются:

$$[Cr(NH_3)_6]Cl_3 + 3H_2O \rightleftarrows Cr(OH)_3 + 3NH_4Cl + 3H_3N$$

Поэтому получение аммиакатов всего легче осуществляется в неводных растворах или в жидком аммиаке.

Производные анионных комплексов хрома (III) — хроматы (III) — весьма разнообразны. Ниже приведены уравнения реакций их получения:

$$3KOH + Cr(OH)_3 = K_3[Cr(OH)_6]$$

гексагидрооксохромат (III) (зеленый)

$$3KCl + CrCl_3 = K_3[CrCl_6]$$

гексахлорохромат (III) (розово-красный)

$$3H_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 = 2H_3[Cr(SO_4)_3]$$

основные соединения; кислотные соединения; трисульфатохромат (III) (желтый)

Ионы $[Cr(OH)_6]^{3-}$ окрашены в изумрудно-зеленый цвет. Гидроксохроматы (III) устойчивы в твердом состоянии, а в растворах — лишь при большом избытке щелочи. В чистой воде они разрушаются. Другие хромат (III)-ионы более устойчивы. Так, при действии $BaCl_2$ на раствор $H_3[Cr(SO_4)_3]$ осадок $BaSO_4$ образуется лишь при нагревании раствора.

Кроме гексахлорохроматов (III) известны комплексные хлориды состава $3KCl \cdot CrCl_3$ (рис. 233), которые являются производными двухъядерных комплексов $[Cr_2Cl_9]^{3-}$. Структура последних отвечает сдвоенным октаэдрам $CrCl_6$ с общей гранью (см. рис. 61, *в*).

Как показывают исследования, ион $[Cr_2Cl_9]^{3-}$ парамагнитен и имеет три непарных электрона. Однотипный же ион $[W_2Cl_9]^{3-}$ диамагнитен. Кроме того, расстояние между атомами Cr в $[Cr_2Cl_9]^{3-}$ на 0,07 нм больше, чем расстояние между более крупными атомами W в $[W_2Cl_9]^{3-}$. Все это показывает, что в отличие от $[Cr_2Cl_9]^{3-}$ ион $[W_2Cl_9]^{3-}$ — кластер, между атомами W непосредственно осуществляется тройная связь (одна σ и две π):

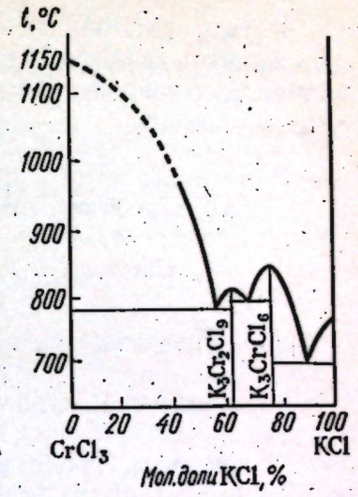
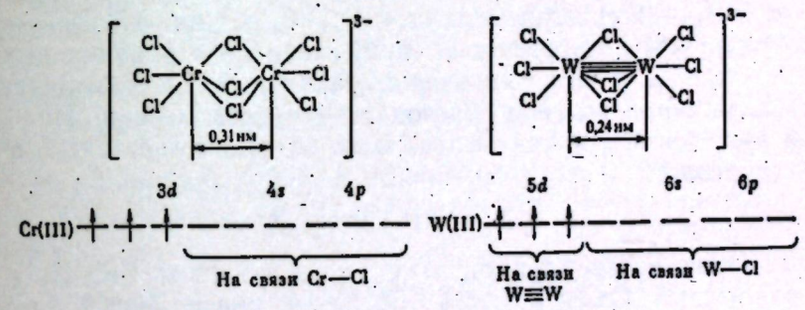


Рис. 233. Диаграмма плавкости системы $CrCl_3$—KCl



Поэтому межъядерное расстояние d_{WW} в ионе $[W_2Cl_9]^{3-}$ значительно короче (0,240 нм), чем в металлическом вольфраме (0,280 нм).

Соединения Cr (VI), Mo (VI), W (VI). Степень окисления +6 хрома, молибдена и вольфрама проявляется в галидах, оксогалидах, оксидах и отвечающих им анионных комплексах:

$EHal_6$	$EOHal_4$	EO_2Hal_2	EO_3
—	—	$[CrO_3Hal]^-$	$[CrO_4]^{2-}$
$[MoF_7]^-$, $[WF_7]^-$	$[MoO_2Hal_4]^{2-}$	$[MoO_3F_3]^{3-}$	$[MoO_4]^{2-}$
$[MoF_8]^{2-}$, $[WF_8]^{2-}$	$[WO_2Hal_4]^{2-}$	$[WO_3F_3]^{3-}$	$[WO_4]^{2-}$

Для хрома (VI) характерно координационное число 4, что отвечает тетраэдрическому строению его анионных комплексов и структурных единиц. Координационные числа молибдена (VI) и вольфрама (VI) разнообразнее; относительно более устойчивы 4 и 6.

В ряду однотипных производных Cr (VI) — Mo (VI) — W (VI) устойчивость заметно повышается. Об этом в частности, свидетельствует сопоставление значений энергии Гиббса образования соединений, например:

	CrO_3 (к)	MoO_3(к)	WO_3 (к)
ΔG_f°, кДж/моль	—506	—677	—763
	CrO_2Cl_2(ж)	MoO_2Cl_2 (ж)	WO_2Cl_2 (к)
ΔG_f°, кДж/моль	—524	—623	—753
	CrO_4^{2-}(р)	MoO_4^{2-}(р)	WO_4^{2-}(р)
ΔG_f°, кДж/моль	—715	—915	—920

Для хрома (VI) относительно устойчивы лишь оксид CrO_3 и оксогалиды CrO_2Cl_2 и CrO_2F_2. Для молибдена (VI) и вольфрама (VI) характерны, кроме того, фториды EF_6 (а также $MoCl_6$, WCl_6 и WBr_6), оксогалиды $EOHal_4$, сульфиды ES_3.

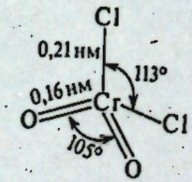
Гексафторид хрома CrF_6 плохо изучен. Это очень неустойчивый лимонно-желтый порошок. Гексафториды аналогов хрома: MoF_6 — бесцветная жидкость (т. пл. 18° С, т. кип. 34° С) и WF_6 — бесцветный газ (т. пл. 2° С, т. кип. 17° С) — значительно устойчивее. Образуются при взаимодействии простых веществ. В отличие от SF_6 они весьма реакционноспособны, например, легко разлагаются водой с образованием оксогалидов и HF. Кислотная природа EF_6 проявляется также во взаимодействии с основными фторидами:

$$EF_6 + KF = KEF_7$$

Для хрома более характерны оксогалиды CrO_2Hal_2: коричнево-красный CrO_2F_2 (т. пл. 30° С) и красно-бурый CrO_2Cl_2, (т. пл. —96,5° С, т. кип.117° С). Последнее соединение (*хлористый хромил*) — жидкость образуется при взаимодействии сухого CrO_3 с газообразным HCl:

$$CrO_3 + 2HCl = CrO_2Cl_2 + H_2O$$

Молекулы EO_2Hal_2 имеют форму искаженного тетраэдра с атомом Э в центре:



Для молибдена и вольфрама кроме EO_2Hal_2 характерны оксогалиды состава $EOHal_4$. Оксогалиды Mo(VI) и W(VI) — твердые вещества, обычно летучие. Оксогалиды — кислотные соединения с некоторыми признаками амфотерности. В отличие от однотипных производных серы SO_2Hal_2 гидролиз EO_2Hal_2 обратим:

$$EO_2Hal_2 + 2H_2O \rightleftarrows H_2EO_4 + 2HHal$$

Равновесие гидролиза CrO_2Cl_2 смещено вправо, а MoO_2Cl_2 и WO_2Cl_2 гидролизуются в меньшей степени. Это свидетельствует об ослаблении кислотных признаков в ряду CrO_2Cl_2—MoO_2Cl_2—WO_2Cl_2.

Оксогалидам хрома (VI) отвечают соли типа $M[CrO_3Hal]$, а производным молибдена и вольфрама — $M_2^{+1}[EO_2Hal_4]$ (Hal = F и Cl) и $M_3^{+1}[EO_3F_3]$. Триоксохлорохроматы (VI) — кристаллические вещества оранжевого цвета. Их можно получить взаимодействием растворов CrO_3 и основных хлоридов например:

$$KCl + CrO_3 = K[CrO_3Cl]$$

Триоксогалогенохроматы (VI) в воде постепенно гидролизуются. Соответствующие соединения Mo (VI) и W(VI) устойчивее.

Триоксиды — кристаллические вещества: CrO_3 — темно-красный, MoO_3 — белый и WO_3 — желтый. MoO_3 имеет слоистую, а WO_3 — координационную решетку (см. рис. 71), структурной единицей которых являются октаэдры EO_6. CrO_3 имеет цепочечную структуру образованную тетраэдрами CrO_4.

При нагревании CrO_3 (т. пл. 197° С) довольно легко разлагается, выделяя кислород, а MoO_3 (т. пл. 801° С, т. кип. 1155° С)и WO_3 (т. пл. 1473° С, т. кип. ~1670° С) в газовую фазу переходят без разложения. Триоксид хрома — энергичный окислитель. Со многими окисляющимися веществами он реагирует со взрывом. CrO_3 я д о в и т!

Триоксид хрома CrO_3 в отличие от MoO_3 и WO_3 легко растворяется в воде, образуя хромовую кислоту, т. е. является кислотным оксидом:

$$H_2O + CrO_3 = H_2CrO_4$$

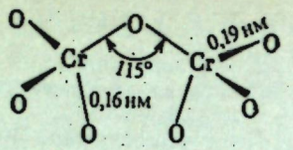
Кислотная природа MoO_3 и WO_3 проявляется при растворении в щелочах:

$$2KOH + EO_3 = K_2EO_4 + H_2O$$

Тетраоксохромат (VI) водорода H_2CrO_4 в свободном состоянии не выделен. В водном растворе — это кислота средней силы, называется *хромовой*.

Растворимы в воде оксохроматы (VI), оксомолибдаты (VI) и оксовольфраматы (VI) *s*-элементов I группы, а также Mg^{2+} и Ca^{2+}. Ион CrO_4^{2-} имеют желтую окраску, ионы MoO_4^{2-} и WO_4^{2-} бесцветны.

Для Mo (VI) и W (VI) известны многочисленные производные полимерных оксоанионов весьма сложного состава и строения. Способность к полимеризации иона CrO_4^{2-} выражена менее отчетливо, тем не менее известны, например, $K_2Cr_2O_7$ — дихромат, $K_2Cr_3O_{10}$ — трихромат, $K_2Cr_4O_{13}$ — тетрахромат. Все они содержат анионы, образованные тетраэдрами CrO_4, соединенными в цепь. Строение иона $Cr_2O_7^{2-}$ показано ниже:



Полихроматы образуются при действии кислот на хроматы. Так, если на крепкий раствор хромата калия подействовать кислотой, то его окраска сначала станет красно-оранжевой, потом изменится до более темной за счет образования дихроматов, затем трихроматов и т. д.:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ = Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

$$3Cr_2O_7^{2-} + 2H^+ = 2Cr_3O_{10}^{2-} + H_2O \text{ и т. д.}$$

В результате дальнейшего подкисления раствора концентрированной серной кислотой при охлаждении выделяются темно-красные кристаллы триоксида:

$$K_2CrO_4 + H_2SO_4 = CrO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

Если же действовать на растворы полихроматов щелочью, процесс идет в обратном направлении и в конечном счете получается снова хромат. Взаимные переходы хромата и дихромата можно выразить уравнением обратимой реакции:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftarrows 2HCrO_4^- \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

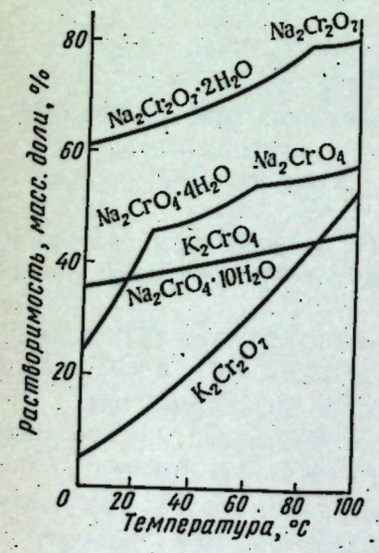


Рис. 234. Растворимость хроматов и дихроматов калия и натрия

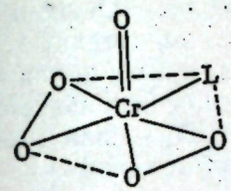
Это равновесие очень подвижно. Его можно сместить изменением характера среды, осаждением нерастворимых хроматов Ba^{2+}, Pb^{2+}, Ag^+, у которых произведение растворимости меньше, чем у соответствующих дихроматов. Из оксохроматов (VI) наибольшее значение имеют соли Na^+ и K^+, которые получают сплавлением Cr_2O_3 или хромистого железняка с соответствующими карбонатами при 1000—1300° С на воздухе. При этом Cr (III) окисляется до Cr (VI):

$$4Fe(\overset{+3}{C}rO_2)_2 + 8Na_2CO_3 + 7O_2 =$$

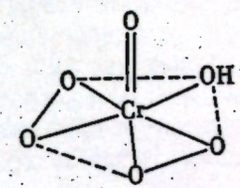
$$= 8Na_2\overset{+6}{C}rO_4 + 2Fe_2O_3 + 8CO_2$$

Дихромат натрия $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$ выделяют из подкисленных растворов Na_2CrO_4. Из раствора $Na_2Cr_2O_7$ осаждением при помощи KCl получают менее растворимый $K_2Cr_2O_7$ (рис. 234).

Для хрома известны разнообразные п е р о к с о-комплексы, например голубой $CrO(O_2)_2L$ (L — молекулы воды или эфира) и фиолетовый, вероятно, состава $[CrO(O_2)_2OH]^-$. Эти комплексы имеют форму пентагональной пирамиды с атомом кислорода в вершине:



$[CrO(O_2)_2L]^-$



$[CrO(O_2)_2OH]^-$

Голубой $CrO(O_2)_2L$ образуется при обработке кислого раствора дихромата перекисью водорода:

$$Cr_2O_7^{2-} + 4H_2O_2 + 2H^+ + L = 2CrO(O_2)_2L + 5H_2O$$

В водном растворе $CrO(O_2)_2L$ нестоек, более устойчив в эфире; при распаде выделяет кислород и превращается в аквокомплексы Cr (III).

Производные $[CrO(O_2)_2OH]^-$ образуются при действии H_2O_2 на нейтральные растворы дихроматов:

$$K_2Cr_2O_7 + 6H_2O_2 = 2K[CrO(O_2)_2OH] + 5H_2O + O_2$$

Соли типа $\overset{+1}{M}[CrO(O_2)_2OH]$ легко взрываются. Известны также пероксопроизводные Cr (V) и Cr (IV).

Для молибдена (VI) и вольфрама (VI) известны с у л ь ф и д ы $ЭS_3$, а также производные ионов $[ЭS_4]^{2-}$, $[ЭOS_3]^{2-}$, $[ЭO_2S_2]^{2-}$, $[ЭO_3S]^{2-}$. Они получаются при пропускании сероводорода через растворы молибдатов и вольфраматов:

$$K_2ЭO_4 + 4H_2S = K_2[ЭS_4] + 4H_2O$$

Соединения хрома (VI) — сильные окислители, переходят в окислительно-восстановительных процессах в производные Cr (III). В нейтральной среде образуется гидроксид хрома (III):

$$Cr_2O_7^{2-} + 3(NH_4)_2S + H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3S + 6H_3N + 2OH^-$$

в кислой — производные катионного комплекса $[Cr(OH_2)_6]^{3+}$:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_3^{2-} + 8H^+ = 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 4H_2O$$

в щелочной — производные анионного комплекса $[Cr(OH)_6]^{3-}$:

$$2CrO_4^{2-} + 3(NH_4)_2S + 2OH^- + 2H_2O = 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 3S + 6H_3N$$

Наибольшая окислительная активность оксохроматов (VI) наблюдается в кислой среде:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O, \quad E^0 = 1{,}33\ В.$$

Окислительная способность соединений хрома (VI) используется в химическом анализе и синтезе.

Окислительные свойства производных Mo (VI) и W (VI) проявляются лишь при взаимодействии с наиболее сильными восстановителями, например с водородом в момент выделения.

Из производных хрома и его аналогов применяются главным образом соединения самого хрома. Так, Cr_2O_3 используется для приготовления красок и как катализатор, CrO_3 — для электролитического получения хрома и хромированных изделий.

Глава 6

d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Марганец Mn, технеций Tc и рений Re — полные электронные аналоги с конфигурацией валентных электронов $(n-1)d^5ns^2$. Они объединяются в подгруппу марганца. Некоторые сведения об этих элементах приведены ниже:

	$_{52}$Mn	$_{43}$Tc	$_{75}$Re
Атомная масса	54,9380	[99]	186,2
Валентные электроны	$3d^54s^2$	$4d^55s^2$	$5d^56s^2$
Металлический атомный радиус, нм	0,130	0,136	0,137
Условный радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,052	—	0,072
Условный радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,046	0,056	0,056
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	7,44	7,28	7,88
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$3{,}2\cdot10^{-2}$	следы	$8{,}5\cdot10^{-9}$
Природные изотопы	^{55}Mn(100%)	—	^{185}Re(37,1%) ^{187}Re(62,9%)

Как видим, атомные и ионные радиусы технеция и рения близки (следствие лантаноидного сжатия), поэтому их свойства более сходны между собой, чем с марганцем.

Для марганца характерны степени окисления +2, +4 и +7, что отвечает устойчивой несвязывающей электронной конфигурации d^5 или d^3, а также d^0. Существуют соединения марганца, в которых он проявляет степени окисления 0, +3, +5 и +6. Для технеция и рения устойчива высшая степень окисления +7.

Для марганца наиболее типичны координационные числа 6 и 4, для технеция и рения, кроме того, 7, 8 и даже 9. Влияние степени окисления и отвечающей ей электронной конфигурации атома на структуру комплексов (структурных единиц) марганца и его аналогов показано в табл. 50.

С ростом степени окисления у марганца и у его аналогов тенденция к образованию анионных комплексов возрастает, а катионных падает (усиливается кислотный характер их бинарных соединений).

Таблица 50

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы марганца

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация комплекса	Примеры соединений
0	d^7	6	Октаэдр	$Э_2(CO)_{10}$
+2	d^5	4	Тетраэдр	$[MnCl_4]^{2-}$
		6	Октаэдр	$[Mn(OH_2)_6]^{2+}$, $[MnF_6]^{4-}$, MnO, MnF_2, $MnCl_2$, $Mn(OH)_2$
+3	d^4	6	»	Mn_2O_3
+4	d^3	6	»	$[ЭCl_6]^{2-}$, MnO_2
+6	d^1	4	Тетраэдр	$[MnO_4]^{2-}$
		6	Октаэдр	ReO_3, ReF_6
		8	Квадратная антипризма	$[ReF_8]^{2-}$
+7	d^0	4	Тетраэдр	$[ЭO_4]^-$, $Э_2O_7$
		6	Октаэдр	$[ReO_3Cl_3]^{2-}$
		7	?	ReF_7
		8	Квадратная антипризма	$K[ReF_8]$
		9		$[ReH_9]^{2-}$

Для химии марганца очень характерны окислительно-восстановительные реакции. При этом кислая среда способствует образованию катионных комплексов Mn (II), а сильнощелочная среда — анионных комплексов Mn (VI). В нейтральной среде (а также слабокислой и слабощелочной) при окислительно-восстановительных процессах, образуются производные Mn (IV) (чаще всего MnO_2).

§ 1. Подгруппа марганца

Основным природным минералом марганца является *пиролюзит* MnO_2. Рений самостоятельные минералы образует редко, а как рассеянный элемент сопутствует (0,05—21 г/т) молибдену в его минералах. Из минералов рения следует упомянуть открытый сравнительно недавно *джезказгенит* $CuReS_4$. Существование Tc («экамарганца») было предсказано Д. И. Менделеевым в 1871 г. Технеций — первый элемент, полученный искусственным путем, что и подчеркивает его название. Из многочисленных изотопов технеция относительно более устойчив ^{99}Tc ($T_{1/2} = 2{,}2\cdot10^5$ лет). Незначительные количества технеция обнаружены и в земной коре. Полагают, что он образуется при действии жесткого космического излучения на минералы Mo, Nb и Ru, а также за счет спонтанного деления ядер урана.

Простые вещества. Простые вещества марганца и его аналогов представляют собой металлы серебристо-белого цвета. Для марганца известны четыре модификации. Некоторые физические константы простых веществ приведены ниже:

	$_{25}$Mn	$_{43}$Tc	$_{75}$Re
Пл., г/см^3	7,44	11,49	21,04
Т. пл., °С	1245	2200	3190
Т. кип., °С	~2080	~4600	~5600
S°_{298}, Дж/град·моль	32,0	33,5	36,5
$\Delta H_{\text{возг. 298}}$, кДж/моль	280	649	777
E°_{298} Э$^{2+}$ + 2e^- = Э, В	−1,78	0,4	—
ЭО$_4^-$ + 4H$_2$O + 7e^- = Э	—	0,27	−0,58

Возрастание теплоты возгонки (атомизации), температур плавления и кипения в ряду Mn—Tc—Re объясняется, как полагают, усилением доли ковалентной связи, образованной за счет (n—1) d-орбиталей. По тугоплавкости рений уступает лишь вольфраму (т. пл. 3380° С).

Химическая активность простых веществ в ряду Mn—Tc—Re понижается. Так, в ряду напряжений Mn располагается до водорода, а Tc и Re — после него. Марганец довольно активно взаимодействует с разбавленной HCl и H_2SO_4, а технеций и рений реагируют лишь с HNO_3. В соответствии с устойчивыми степенями окисления взаимодействие марганца с разбавленными кислотами приводит к образованию катионного аквокомплекса $[Mn(OH_2)_6]^{2+}$:

$$Mn + 2OH_3^+ + 4H_2O = [Mn(OH_2)_6]^{2+} + H_2$$

а взаимодействие технеция и рения с азотной кислотой — к образованию анионного оксокомплекса $[ЭO_4]^-$:

$$3Tc + 7HNO_3 = 3HTcO_4 + 7NO + 2H_2O$$

Вследствие довольно высокой активности марганец легко окисляется, в особенности в порошкообразном состоянии, при нагревании кислородом, серой, галогенами. Компактный металл на воздухе устойчив, так как покрывается оксидной пленкой, которая препятствует дальнейшему окислению металла. Еще более устойчивая пленка образуется при действии на Mn холодной азотной кислоты. Технеций и рений вступают в химическое взаимодействие с неметаллами при достаточно сильном нагревании. Так, при 400° С они сгорают в атмосфере кислорода, образуя $Э_2O_7$.

Марганец получают электролизом водного раствора его сульфата и восстановлением из оксидов методом кремнийтермии:

$$MnO_2 + Si = Mn + SiO_2$$

Рений обычно выделяют нагреванием NH_4ReO_4 в токе водорода:

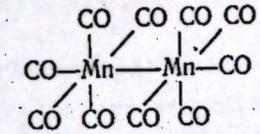
$$\overset{-3}{2NH_4}\overset{+7}{ReO_4} + 4\overset{0}{H_2} = 2\overset{0}{Re} + \overset{0}{N_2} + 8\overset{+1}{H_2O}$$

Источником для получения технеция в относительно больших количествах являются продукты деления урана — отходы атомной промышленности.

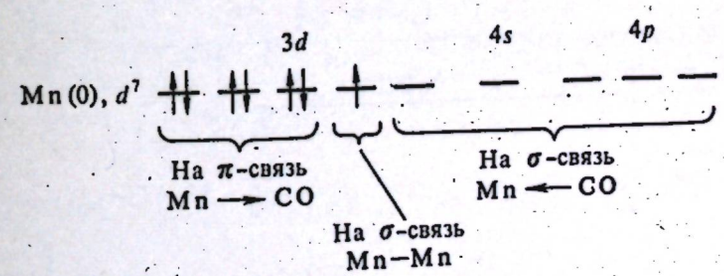
Основную массу марганца выплавляют в виде *ферромарганца* (сплав 60—90% Mn и 40—10% Fe) при восстановлении смеси железных и марганцевых руд. Около 90% марганца применяется в металлургии для раскисления и легирования сталей. Он придает сплавам железа коррозионную стойкость, вязкость и твердость. Технеций коррозионностоек и устойчив против действия нейтронов, поэтому может применяться как конструкционный материал для атомных реакторов. Рений в основном используется в электротехнической промышленности и как катализатор.

§ 2. Соединения элементов подгруппы марганца

Соединения Mn (0), Tc (0), Re (0). Как указывалось, нулевая степень окисления у d-элементов проявляется в соединениях с σ-донорными и π-акцепторными лигандами. Так, для марганца и его аналогов известны карбонилы состава $Э_2(CO)_{10}$:



Эти соединения диамагнитны, следовательно, атомам марганца и его аналогов в степени окисления 0 можно приписать электронную конфигурацию d^7:



Химическая связь M—CO в карбонилах металлов включает σ- и π-связи. σ-Связь образуется по донорно-акцепторному механизму за счет свободных орбиталей атома d-элемента и электронных пар углерода молекул CO. π-Связь возникает по дативному механизму за счет свободных $\pi^{\text{разр}}$-орбиталей CO и d-электронных пар атома d-элемента. Так, Mn (0) за счет пяти свободных $3d4s4p^3$-орбиталей

присоединяет пять молекул CO, образуя радикал $Mn(CO)_5$. Устойчивость связи Mn—CO повышается за счет дативного π-взаимодействия M→CO, в котором принимают участие $3d_\varepsilon$-электронные пары атома марганца и $\pi^{разр}$-орбитали молекул CO. За счет непарных электронов атомов марганца возникает σ-связь Mn—Mn, поэтому радикалы $Mn(CO)_5$ объединяются в молекулу $Mn_2(CO)_{10}$.

В обычных условиях желтый $Mn_2(CO)_{10}$ (т. пл. 155° C), бесцветные $Tc_2(CO)_{10}$ (т. пл. 160° C) и $Re_2(CO)_{10}$ (т. пл. 177° C) — твердые легко возгоняющиеся вещества.

Поскольку связь M—CO слагается из σ- и π-связей, для образования кластерных карбонилов требуется большее число валентных электронов *d*-элемента, чем для образования кластерных галидов, у которых связь M—Hal преимущественно одинарная. Таким образом, если кластерные галиды характерны для *d*-элементов V, VI и VII групп, то кластерные карбонилы чаще всего образуют *d*-элементы VII (Mn, Tc, Re) и в особенности VIII группы (Fe, Ru и Os; Co, Rh и Ir). Иными словами, кластерные карбонилы характерны для элементов, у которых число валентных электронов превышает число электронов, необходимых для осуществления дативных π-связей M → CO.

Карбонилы металлов способны к реакциям замещения и окисления — восстановления. Так, CO-группы в молекулах карбонилов могут замещаться на другие лиганды σ-донорного и π-акцепторного типа (PF_3, PCl_3, NO и др.), например $Cr(PF_3)_3(CO)_3$.

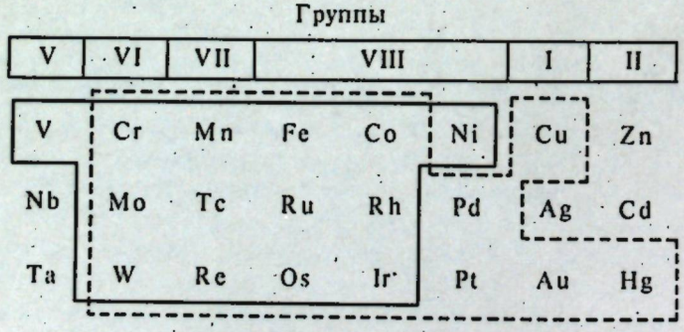
В качестве примеров окислительно-восстановительных реакций можно привести следующие:

$$\overset{0}{[Mn(CO)_5]_2} + 2Na = 2Na[\overset{-1}{Mn}(CO)_5]$$

$$\overset{0}{[Mn(CO)_5]_2} + Br_2 = 2Mn(CO)_5Br$$

В первом случае $[Mn(CO)_5]_2$ восстанавливается, во втором — окисляется, что отвечает изменению степени окисления Mn от нуля до —1 и +1 соответственно.

Ниже показаны *d*-элементы, которые образуют нейтральные бинарные карбонилы и дают комплексы, содержащие помимо CO-групп атомы галогенов [например, $Mn(CO)_5Br$]:



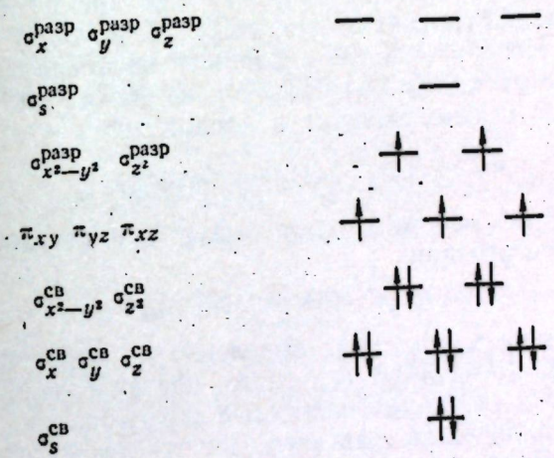
Сплошной линией обведены символы *d*-элементов, образующих бинарные карбонилы; пунктирной линией — *d*-элементов, образующих карбонил-галиды.

Известны и другие соединения нулевой степени окисления *d*-элементов, например $Cr(PF_3)_6$, $Mo(PF_3)_6$, $Cr(PF_3)_3(CO)_3$, $Fe(NO)_4$, $Fe(NO)_2(CO)_2$, $Ni[P(C_6H_5)_3]_4$. В этих соединениях молекулы-лиганды выступают в качестве σ-

доноров и π-акцепторов электронных пар. Координационные числа *d*-элементов здесь также обусловливаются числом свободных орбиталей, возникающих при спаривании валентных электронов комплексообразователя.

Соединения Mn (II), Tc (II), Re (II). Для марганца (II) характерно координационное число шесть, что соответствует октаэдрическому расположению связей. Соединения Mn (II) парамагнитны и, за исключением цианидов, содержат пять непарных электронов. Строение высокоспиновых октаэдрических комплексов Mn (II) соответствует следующей электронной конфигурации:

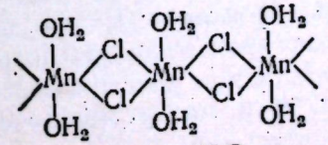
$$\left[\sigma_s^{св}\right]^2\left[\sigma_p^{св}\right]^6\left[\sigma_d^{св}\right]^4\left[\pi_d\right]^3\left[\sigma_d^{разр}\right]^2$$



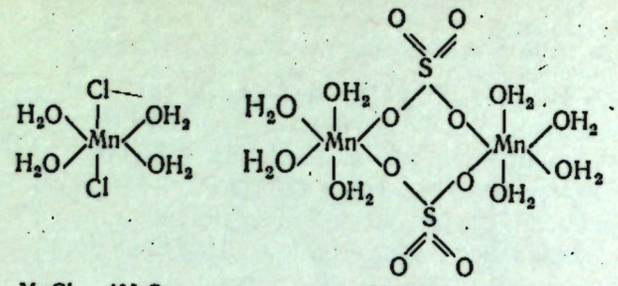
Бинарные соединения марганца (II) — кристаллические вещества с координационной или слоистой решеткой. Например, MnO и MnS имеют структуру типа NaCl, к структурному типу рутила относится MnF_2 (см. рис. 70, *б*), слоистую структуру имеют $MnCl_2$, $Mn(OH)_2$ (см. рис. 232, *б*).

Большинство солей Mn (II) хорошо растворимы в воде. Малорастворимы MnO, MnS, MnF_2, $Mn(OH)_2$, $MnCO_3$ и $Mn_3(PO_4)_2$. При растворении в воде соли Mn (II) диссоциируют, образуя аквокомплексы $[Mn(OH_2)_6]^{2+}$, придающие растворам розовую окраску. Такого же цвета кристаллогидраты Mn (II), например $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $Mn(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$.

В кристаллогидратах с меньшим числом молекул воды роль лигандов, помимо OH_2-групп, играют их анионные составляющие. Например, в $MnCl_2 \cdot 2H_2O$ и $MnCl_2 \cdot 4H_2O$ октаэдрическое окружение Mn(II) возникает за счет молекул воды и атомов хлора; а в кристаллогидрате $MnSO_4 \cdot 4H_2O$ группа SO_4 играет роль связующего мостика между атомами Mn(II):



$MnCl_2 \cdot 2H_2O$



$MnCl_2 \cdot 4H_2O$ $MnSO_4 \cdot 4H_2O$

По химическим свойствам бинарные соединения Mn (II) амфотерны (преобладают признаки основных соединений). В реакциях без изменения степени окисления для них наиболее характерен переход в катионные комплексы. Так, оксид MnO, как и гидроксид $Mn(OH)_2$, легко взаимодействует с кислотами:

$$MnO + 2OH_3^+ + 3H_2O = [Mn(OH_2)_6]^{2+}$$

Со щелочами же они реагируют только при достаточно сильном и длительном нагревании:

$$Mn(OH)_2 + 4OH^- = [Mn(OH)_6]^{4-}$$

Из гидроксоманганатов (II) выделены в свободном состоянии $K_4[Mn(OH)_6]$, $Ba_2[Mn(OH)_6]$ (красного цвета) и некоторые другие. Все они в водных растворах полностью разрушаются. По этой же причине ни металлический марганец, ни его оксид и гидроксид в обычных условиях со щелочами не взаимодействуют.

Оксид MnO (серо-зеленого цвета, т. пл. 1780° С) имеет переменный состав ($MnO—MnO_{1,5}$), обладает полупроводниковыми свойствами. Его обычно получают, нагревая MnO_2 в атмосфере водорода или термически разлагая $MnCO_3$.

Поскольку MnO с водой не взаимодействует, $Mn(OH)_2$ (белого цвета) получают косвенным путем — действием щелочи на раствор соли Mn (II):

$$MnSO_4\ (р) + 2KOH\ (р) = Mn(OH)_2\ (т) + K_2SO_4\ (р)$$

Известны также аммиакаты Mn(II), например $[Mn(NH_3)_6]Cl_2$, $[Mn(NH_3)_6](ClO_4)_2$. Аммиакаты легко разрушаются водой:

$$[Mn(NH_3)_6]Cl_2 + 2H_2O \rightleftarrows Mn(OH)_2 + 2NH_4Cl + 4H_3N$$

и могут существовать лишь в твердом состоянии или в растворах с большим избытком аммиака и солей аммония.

Кислотные признаки соединения Mn (II) проявляют при взаимодействии с однотипными производными щелочных металлов. Так, нерастворимый в воде $Mn(CN)_2$ (белого цвета) за счет комплексообразования растворяется в присутствии KCN:

$$4KCN + Mn(CN)_2 = K_4[Mn(CN)_6]$$

гексацианоманганат (II)

Аналогичным образом протекают реакции

$$4KF + MnF_2 = K_4[MnF_6]$$

гексафтороманганат (II)

$$2KCl + MnCl_2 = K_2[MnCl_4]$$

тетрахлороманганат (II)

Большинство манганатов (II) (кроме комплексных цианидов) в разбавленных растворах распадается.

Манганаты (II) часто образуют кристаллогидраты, например, $K_2[MnCl_4] \cdot 2H_2O$, $K_2Mn(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$. Последние состоят из октаэдрических комплексов типа $[MnCl_4(OH_2)_2]^{2-}$ и $[Mn(SO_4)_2(OH_2)_4]^{2-}$.

При действии окислителей производные Mn (II) проявляют восстановительные свойства. Так, в щелочной среде $Mn(OH)_2$ легко окисляется даже молекулярным кислородом воздуха, поэтому осадок $Mn(OH)_2$, получаемый по обменной реакции, быстро темнеет:

$$6\overset{+2}{Mn}(OH)_2 + O_2 = 2Mn_2\overset{+4}{Mn}O_4 + 6H_2O$$

В сильнощелочной среде окисление сопровождается образованием оксоманганатов (VI) — производных комплекса MnO_4^{2-}:

$$3\overset{+2}{Mn}SO_4 + 2\overset{+5}{K}ClO_3 + 12KOH \xrightarrow[\text{сплавление}]{} 3K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + 2K\overset{-1}{Cl} + 3K_2SO_4 + 6H_2O$$

Сильные окислители, такие, как PbO_2 (окисляет в кислой среде), переводят соединения Mn (II) в оксоманганаты (VII) — производные комплекса MnO_4^-:

$$2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{+4}{Pb}O_2 + 6HNO_3 = 2H\overset{+7}{Mn}O_4 + 3\overset{+2}{Pb}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{Pb}SO_4 + 2H_2O$$

Последняя реакция используется в аналитической практике как качественная реакция на соединения марганца.

Соединения Tc (II) и Re (II) не характерны.

Соединения Mn (IV), Tc (IV), Re (IV). Как указывалось, для ионов с конфигурацией d^3 наиболее характерны октаэдрические комплексы с распределением валентных электронов по орбиталям:

$$[\sigma^{св}]^{12}\,[\pi_d]^3.$$

Таким образом, для Э (IV) наиболее характерно координационное число шесть. Можно привести лишь несколько примеров устойчивых соединений марганца (IV). Это диоксид MnO_2, тетрафторид MnF_4. Относительно устойчивы также производные гексагалогеноманганат (IV)-комплексов типа MnF_6^{2-} и $MnCl_6^{2-}$, в то время как $MnCl_4$ легко разлагается, а MnF_4 очень реакционноспособен.

Диоксид MnO_2 — черно-бурое твердое вещество, обычно переменного состава. Это — наиболее устойчивое соединение марганца, оно широко распространено в земной коре (пиролюзит и др.). Кри-

сталлы MnO_2 построены по типу кристаллов рутила. При обычных условиях MnO_2 в воде не растворяется и довольно инертен — без нагревания устойчив к действию большинства кислот.

По химической природе MnO_2 амфотерен. Так, известна черная соль $Mn(SO_4)_2$, получаемая окислением $MnSO_4$. В водных растворах это соединение гидролизуется нацело. При сплавлении со щелочами или основными оксидами, например

$$MnO_2 + CaO = CaMnO_3$$

образуются оксоманганаты (IV) (*манганиты*) весьма разнообразного и сложного состава. Простейшие из манганитов $\overset{+2}{M}MnO_3$ и $\overset{+1}{M}_4MnO_4$.

Соединения Mn (IV) — сильные окислители:

$$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- = Mn^{2+} + 2H_2O, \quad E^0_{298} = 1{,}23\ В$$

Так при нагревании с кислотами MnO_2 не образует аквокомплексы Mn^{4+}, а проявляет окислительные свойства, например окисляет концентрированную соляную кислоту:

$$\overset{+4}{Mn}O_2 + 4\overset{-1}{H}Cl = \overset{+2}{Mn}Cl_2 + \overset{0}{Cl}_2 + 2H_2O$$

Диоксид марганца при взаимодействии с горячей H_2SO_4 или HNO_3 разлагается с выделением кислорода. В качестве дешевого окислителя MnO_2 широко используется в технике и лабораторной практике. В стекольном производстве применяется для обесцвечивания стекла, используется в спичечном производстве.

При взаимодействии соединений марганца (IV) с наиболее сильными окислителями образуются производные Mn (VI) и Mn (VII), например:

$$3\overset{+4}{Mn}O_2 + K\overset{+5}{Cl}O_3 + 6KOH \underset{\text{сплавление}}{=\!=\!=} 3K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + K\overset{-1}{Cl} + 3H_2O$$

$$2\overset{+4}{Mn}O_2 + 3\overset{+4}{Pb}O_2 + 6HNO_3 = 2H\overset{+7}{Mn}O_4 + 3\overset{+2}{Pb}(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Для Tc (IV) и Re (IV) известны соединения типа $ЭO_2$, $ЭHal_4$, $\overset{+1}{M}_2ЭO_3$ и $\overset{+1}{M}_2ЭHal_6$. Производные Tc (IV) относительно устойчивее однотипных соединений Mn (IV) и Re (IV).

Соединения Mn (VI), Tc (VI), Re (VI). Соединения, в которых степень окисления марганца и его аналогов +6, немногочисленны. Из них более устойчивы соединения рения и технеция, для которых известны фториды и хлориды, ряд оксогалидов и оксиды, например:

ReF_6	$ReOF_4$	ReO_3
бледно-желтый т. пл. 19°C, т. кип. 34°C	синий т. пл. 108°C, т. кип. 172°C	красный, т. пл. 160°C

Галиды, оксогалиды и оксиды Tc (VI) и Re (VI) — кислотные соединения. Им соответствуют анионные комплексы, например:

ReF_6	$ReOF_4$	ReO_3
$[ReF_8]^{2-}$	$[ReOF_5]^-$	$[ReO_4]^{2-}$

Так, жидкий ReF_6 взаимодействует с фторидами щелочных металлов с образованием солей иона ReF_8^{2-}:

$$2KF + ReF_6 = K_2[ReF_8]$$

Производные ионов $[ЭOF_5]^-$ и $[ЭO_4]^{2-}$ получают косвенным путем.

Степень окисления +6 марганца несколько стабилизируется в анионе MnO_4^{2-}, называемом *манганатом*. Производные MnO_4^{2-}, TcO_4^{2-} и ReO_4^{2-} (темно-зеленого цвета) в водных растворах существуют лишь при большом избытке щелочи, в противном случае диспропорционируют по схеме

$$3\overset{+6}{Э}O_4^{2-} + 2H_2O = 2\overset{+7}{Э}O_4^- + \overset{+4}{Э}O_2 + 4OH^-$$

Особо легко этот процесс происходит в кислой среде, поэтому производные водорода типа $H_2ЭO_4$ не образуются.

Диспропорционированием сопровождается также гидролиз галидов и оксогалидов Tc (VI) и Re (VI), протекающий весьма энергично с образованием $HЭO_4$, $ЭO_2$ и HHal. При взаимодействии $ЭO_3$, $ЭOHal_4$, $ЭF_4$, $ЭCl_6$ со щелочами образуются соответствующие соли и $ЭO_2$ например:

$$3\overset{+6}{Э}Cl_6 + 20KOH = 2K\overset{+7}{Э}O_4 + \overset{+4}{Э}O_2 + 18KCl + 10H_2O$$

Соединения Mn (VI) — сильные окислители, в особенности в кислой среде:

$$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = MnO_2 + 2H_2O, \quad E^0_{298} = 2{,}26\ В$$

Однако при действии более сильных окислителей они превращаются в оксоманганаты (VII):

$$2K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + \overset{0}{Cl}_2 = 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 2\overset{-1}{K}Cl$$

Производные Tc (VI) и Re (VI), наоборот, легко окисляются даже молекулярным кислородом воздуха:

$$4K_2\overset{+6}{Э}O_4 + O_2 + 2H_2O = 4K\overset{+7}{Э}O_4 + 4KOH$$

Соединения Mn (VII), Tc (VII), Re (VII). Устойчивость соединений в ряду Mn (VII), Tc (VII) и Re (VII) повышается. Так, для Mn (VII) известны лишь оксид Mn_2O_7 и оксофторид MnO_3F, а для Re (VII) получена вся гамма соединений ряда ReF_7—$ReOF_5$—ReO_2F_3—ReO_3F—Re_2O_7. Сведения о некоторых соединениях Mn (VII) и Re (VII) приведены ниже:

	MnO_3F	Mn_2O_7
	темно-зеленый, т. пл. — 38°C	зеленовато-черный, т. пл. 5,9°C
ReF_7	ReO_3F	Re_2O_7
бледно-желтый, т. пл. 48°C	желтый, т. пл. 147°C	желтый, т. пл. 296°C

Марганцу (VII), технецию (VII) и рению (VII) отвечают устойчивые анионные тетраэдрические комплексы типа $ЭO_4^-$. Максимальное координационное число рения проявляется в соединениях $K_2[ReF_9]$ и $K_2[ReH_9]$.

О повышении устойчивости однотипных производных в ряду Mn (VII)—Tc (VII)—Re (VII) свидетельствует характер изменения энтальпии ΔH_f^0 и энергии Гиббса образования ΔG_f^0 соединений. При этом значения ΔG_f^0 и ΔH_f^0 для соединений Tc (VII) и Re (VII) оказываются близкими (следствие лантаноидного сжатия) и заметно более высокими, чем для однотипных соединений Mn (VII), например:

	Mn_2O_7 (к)	Tc_2O_7 (к)	Re_2O_7 (к)	MnO_4^- (р)	TcO_4^- (р)	ReO_4^- (р)
ΔG_f^0, кДж/моль	—543,4	—936,3	—1165,9	—426,4	—631,2	—698,1

Оксид марганца (VII) Mn_2O_7 ($\Delta H_f^0 = -743$ кДж/моль) — неустойчивая зеленовато-черная маслянистая жидкость. Его получают действием концентрированной H_2SO_4 на манганаты (VII):

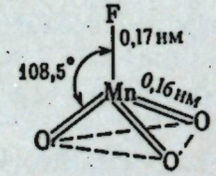
$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$$

Если не применять специальных мер, Mn_2O_7 разлагается со взрывом:

$$2Mn_2O_7 = 4MnO_2 + 3O_2$$

Оксид технеция (VII) Tc_2O_7 ($\Delta H_f^0 = -1117$ кДж/моль) и оксид рения (VII) Re_2O_7 ($\Delta H_f^0 = -1243$ кДж/моль) — устойчивые кристаллические вещества желтого цвета. Их можно получить непосредственным окислением простых веществ.

В обычных условиях MnO_3F — жидкость. Его молекула имеет форму искаженного тетраэдра с атомом марганца в центре ($\mu = 0{,}5 \cdot 10^{-29}$ Кл·м):



Аналогичным образом построены молекулы ReO_3Hal и TcO_3Hal.

Галиды, оксогалиды и оксиды Э (VII) — типичные кислотные соединения. Они энергично взаимодействуют с водой с образованием кислот:

$$Э_2O_7 + H_2O = 2HЭO_4$$

$$ЭO_3F + H_2O = HЭO_4 + HF$$

Тетраоксоманганат (VII) водорода $HMnO_4$ в свободном состоянии не получен, максимально возможная концентрация его водных растворов 20%. Тетраоксотехнат (VII) водорода $HTcO_4$ — красное кристаллическое вещество, тетраоксоренат (VII) водорода $HReO_4$ не выделен. В водных растворах $HЭO_4$ являются сильными кислотами, называемыми соответственно *марганцовой*, *технециевой* и *рениевой*. В ряду $HMnO_4$—$HTcO_4$—$HReO_4$ сила кислот несколько уменьшается.

Большинство производных MnO_4^-, TcO_4^- и ReO_4^- (неудачно называемые еще *перманганатами*, *пертехнатами* и *перренатами*) хорошо растворимо в воде. Сравнительно трудно растворимы соли K^+, Rb^+ и Cs^+. Ион MnO_4^- красно-фиолетового, TcO_4^- розового цвета, ReO_4^- бесцветен.

Соединения марганца (VII) — сильные окислители. Например, при соприкосновении с Mn_2O_7 эфир и спирт воспламеняются. Тетраоксоманганаты (VII) в качестве сильных окислителей широко применяются в лабораторной практике. Возможны следующие направления восстановления иона MnO_4^-.

Среда		
кислая:	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$,	$E^0 = 1{,}58$ В
нейтральная и щелочная:	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$, $E^0 = 1{,}23$ В	
сильнощелочная:	$MnO_4^- + 1e^- = MnO_4^{2-}$,	$E^0 = 0{,}56$ В

В кислой среде образуются катионные комплексы типа $[Mn(OH_2)_6]^{2+}$, в сильнощелочной среде — анионы MnO_4^{2-}, в нейтральной и щелочной — производные Mn (IV), обычно MnO_2.

При нагревании оксоманганаты (VII) распадаются:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

Эта реакция используется в лаборатории для получения кислорода.

Приведенный обзор показывает, что ионы MnO_4^- устойчивее ионов MnO_4^{2-}. Этот факт в рамках теории молекулярных орбиталей (см. с. 516) можно объяснить следующим образом. Ион MnO_4^- содержит 24 валентных электрона: 7 электронов атома Mn($3d^54s^2$), 16 электронов четырех атомов O ($2p^4$) и 1 электрон на счет заряда иона. Ион MnO_4^{2-}, имеющий заряд на единицу больше, содержит уже 25 электронов. Распределение валентных электронов по молекулярным орбиталям ионов MnO_4^- и MnO_4^{2-} соответствует следующим электронным конфигурациям:

$$MnO_4^- [\sigma^{св}]^8 [\pi^{св}]^{10} [\pi]^6$$

$$MnO_4^{2-} [\sigma^{св}]^8 [\pi^{св}]^{10} [\pi]^6 [\pi^{разр}]^1$$

Как видим, во втором ионе один из валентных электронов занимает разрыхляющую молекулярную орбиталь. Поэтому ион MnO_4^{2-} довольно легко окисляется. Еще менее устойчивы ионы MnO_4^{3-} и MnO_4^{4-}.

Из соединений элементов подгруппы марганца наибольшее применение имеет MnO_2. Это исходный продукт для получения всех остальных производных марганца. Диоксид применяют также в качестве катализатора, дешевого окислителя, деполяризатора в гальванических элементах и т. д.

Глава 7

d-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

В VIII группу входят девять *d*-элементов, которые составляют три подгруппы — подгруппу железа (железо Fe, рутений Ru, осмий Os), подгруппу кобальта (кобальт Co, родий Rh, иридий Ir) и подгруппу никеля (никель Ni, палладий Pd, платина Pt).

По мере заполнения $(n-1)$ *d*-орбиталей вторым электроном усиливается сходство соседних *d*-элементов по периоду. Так, никель проявляет большое сходство как с Co и Fe, так и с Cu. Кроме того, вследствие лантаноидного сжатия особая близость свойств наблюдается у диад Ru—Os, Rh—Ir и Pd—Pt. Поэтому эти элементы 5-го и 6-го периодов часто объединяют в семейство так называемых *платиновых металлов*.

§ 1. Подгруппа железа

Железо Fe, рутений Ru и осмий Os — каждый в своем периоде — являются первыми *d*-элементами, у которых начинается заполнение *d*-орбиталей предвнешнего слоя вторым электроном. Поэтому они являются родоначальниками вторых подсемейств *d*-элементов.

	$_{26}Fe$	$_{44}Ru$	$_{76}Os$
Атомная масса	55,847	101,07	190,2
Валентные электроны	$3d^64s^2$	$4d^75s^1$	$5d^66s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,126	0,134	0,135
Условный радиус иона, нм			
$Э^{2+}$	0,080	0,085	0,089
$Э^{3+}$	0,073	0,077	0,081
$Э^{4+}$	—	0,071	0,075
$Э^{8+}$	—	—	0,054
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	7,893	7,366	8,5
Содержание в земной коре, мол. доли, %	2,0	$1 \cdot 10^{-7}$	$5 \cdot 10^{-7}$

Для железа наиболее характерны степени окисления +2 и +3, известны также производные железа, в которых его степень окисления равна —2, 0, +4 и +6. Наиболее устойчивы соединения Ru(IV) и Os(VIII).

Для элементов подгруппы железа характерны координационные числа 6 и 4. Влияние степени окисления на пространственную конфигурацию молекул и комплексов показано в табл. 51.

Таблица 51

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы железа

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация комплекса	Примеры
—2		4	Тетраэдр	$[Fe(CO)_4]^{2-}$
0	d^8	5	Тригональная бипирамида	$Э(CO)_5$, $Fe(PF_3)_5$
+2	d^6	4	Тетраэдр	$[FeCl_4]^{2-}$
		6	Октаэдр	$[Fe(OH_2)_6]^{2+}$, $[Э(NH_3)_6]^{2+}$, $[Э(CN)_6]^{4-}$, FeO, $FeCl_2$
+3	d^5	4	Тетраэдр	$[FeCl_4]^-$, Fe(III) в Fe_3O_4
		6	Октаэдр	$[Fe(OH_2)_6]^{3+}$, $[Э(NH_3)_6]^{3+}$, $[Э(CN)_6]^{3-}$, Fe_2O_3, FeF_3, $FeCl_3$
+4	d^4	6	»	$[RuCl_6]^{2-}$, $[OsCl_6]^{2-}$, RuO_2
+6	d^2	4	Тетраэдр	$[FeO_4]^{2-}$, $[RuO_4]^{2-}$
		6	Октаэдр	RuF_6, OsF_6, $[OsO_2Cl_4]^{2-}$, $[OsO_2(OH)_4]^{2-}$, $[OsNCl_5]^{2-}$
+8	d^0	4	Тетраэдр	RuO_4, OsO_4, $[OsO_3N]^-$
		6	Октаэдр	$[OsO_3F_3]^-$, $[OsO_4(OH)_2]^{2-}$

Железо — один из наиболее распространенных элементов в земной коре (см. табл. 25). Оно входит в состав многочисленных минералов, образующих скопления железных руд. Главнейшие из них: *бурые железняки* (основной минерал *гидрогетит* $HFeO_2 \cdot nH_2O$), *красные железняки* (основной минерал *гематит* Fe_2O_3), *магнитные железняки* (основной минерал *магнетит* Fe_3O_4), *сидеритовые руды* (основной минерал *сидерит* $FeCO_3$) и др. Железо содержится в природных водах. Изредка встречается самородное железо космического (метеорного) или земного происхождения. Метеорное железо обычно содержит значительные примеси кобальта и никеля. Железо — составная часть гемоглобина.

Рутений и осмий сопутствуют платине и палладию в полиметаллических рудах, а также встречаются в виде самородных сплавов с иридием и платиной.

Простые вещества. В виде простых веществ Fe и Ru — серебристо-белые металы, Os — голубовато-белый металл. Осмий — самый тяжелый из всех металлов, очень твердый и поддается растиранию в порошок.

	Fe	Ru	Os
Пл., г/см³	7,87	12,4	22,5
Т. пл., °С	1539	2250	3027
Т. кип., °С	2870	4200	5000
Электрическая проводимость	10	10	11
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	418	-603	670
S°_{298}, Дж/(град·моль)	27,15	28,5	32,6

В соответствии с усилением вклада ковалентной связи (за счет 3*d*-, 4*d*- и 5*d*-электронов соответственно) в ряду Fe—Ru—Os теплота сублимации, температуры плавления и кипения заметно возрастают.

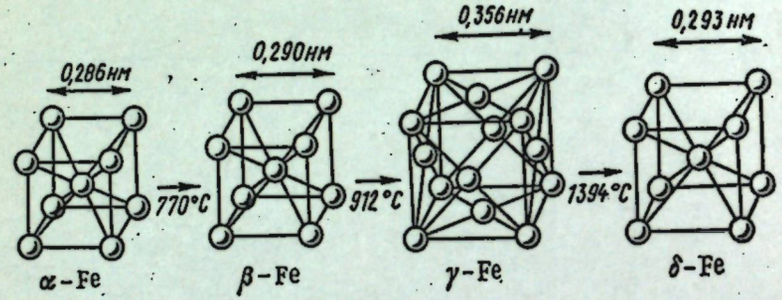


Рис. 235. Полиморфное превращение железа

Железо имеет четыре модификации (рис. 235). До 770°С устойчиво α-Fe с объемноцентрированной кубической решеткой и ферромагнитными свойствами. При 770°С α-Fe переходит в β-Fe; у него исчезают ферромагнитные свойства и железо становится парамагнитным, но кристаллическая структура его существенно не изменяется. При 912°С происходит полиморфное превращение, при котором изменяется структура кристалла: из объемноцентрированной переходит в гранецентрированную кубическую структуру γ-Fe, а металл остается парамагнитным. При 1394°С происходит новый полиморфный переход и образуется δ-Fe с объемноцентрированной кубической решеткой, которое существует вплоть до температуры плавления железа (1539°С).

Рутений и осмий имеют гексагональную кристаллическую решетку.

Железо — металл средней химической активности. В отсутствие влаги в обычных условиях пассивируется, но во влажном воздухе легко окисляется и покрывается ржавчиной. При нагревании (в особенности в мелкораздробленном состоянии) взаимодействует почти со всеми неметаллами. При этом в зависимости от условий и активности неметалла образуются твердые растворы (с C, Si, N, B, P, H), металлоподобные (Fe_3C, Fe_3Si, Fe_3P, Fe_4N, Fe_2N) или соли и солеподобные (FeF_3, $FeCl_3$, FeS) соединения. Окисление железа кислородом приводит к образованию оксидов нестехиометрического состава.

Железо легко взаимодействует с разбавленными кислотами в отсутствие кислорода, образуя производные Fe(II) : $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$,

$E^0_{298} = -0{,}44$ В. В концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 пассивируется. В обычных условиях в щелочах железо не растворяется. Рутений и осмий (как и простые вещества большинства других *d*-элементов 5-го и 6-го периодов) химически малоактивны. В обычных условиях на компактные металлы не действуют даже наиболее активные неметаллы. Но мелкораздробленный осмий постепенно окисляется кислородом и концентрированной HNO_3 до OsO_4. Рутений медленно окисляется кислородом лишь выше 450°С, давая летучий RuO_4.

В виде компактных металлов рутений и в меньшей степени осмий устойчивы по отношению к кислотам и их смесям, но разрушаются в растворах гипохлоритов и при сплавлении со щелочами в присутствии окислителей, т. е. в условиях, способствующих образованию оксоанионов с высокими степенями окисления *d*-элемента:

$$\overset{0}{Э} + 3KClO + 2NaOH = \overset{+6}{Na_2ЭO_4} + 3KCl + H_2O$$

Благодаря высокой твердости и высокой коррозионной устойчивости осмий и его сплавы с рутением (и иридием) применяются для изготовления ответственных деталей точных измерительных приборов, а также наконечников перьев авторучек. Осмий, рутений и железо — высокоэффективные катализаторы синтеза аммиака (см. рис. 155). Рутений и осмий — эффективные катализаторы процессов гидрогенизации, синтеза углеводородов с длинными цепями.

§ 2. Соединения элементов подгруппы железа

Металлические и металлоподобные соединения. Подобно другим *d*-элементам, железо с малоактивными неметаллами образует соединения типа металлических. Так, с углеродом оно дает карбид состава Fe_3C (*цементит*), твердые растворы (*аустенит* — раствор C и γ-Fe; *феррит* — раствор C в α-Fe), эвтектические смеси (железа с углеродом, цементита с аустенитом, железа с цементитом и др.). Изучение условий образования и свойств соединений железа с углеродом имеет большое значение для понимания структуры, состава и свойств железоуглеродистых сплавов. В зависимости от условий кристаллизации и состава расплава Fe—C структура и соотношения компонентов существенно меняются, а следовательно, изменяются и физико-химические свойства получаемых сплавов.

Железоуглеродистые сплавы, содержащие до 2% C, называются *сталями*, содержащие 2—4% C — *чугунами*, менее 0,3% C — *мягкой сталью* (*мягким железом*).

На свойства сталей большое влияние оказывает также их термическая обработка, вызывающая вторичные изменения в соотношении соединений и структуре сплавов. Так, при медленном охлаждении (*отпуске*) стали аустенит постепенно разлагается на цементит и феррит, и сталь становится мягкой. При быстром же охлаждении (*закалке*) стали аустенит превращается в *мартенсит*

(пересыщенный твердый раствор C в α-Fe), и сталь приобретает большую твердость и некоторую хрупкость.

Физико-химические свойства железоуглеродистых сплавов изменяются еще сильнее при добавлении легирующих компонентов (Cr, Mn, Ni, Co, Ti, W, Mo, Cu, Si, B, V, Zr и др.). При этом легирующие элементы вступают во взаимодействие с железом и углеродом и их соединениями с образованием новых металлических и металлоподобных соединений, в результате чего происходит изменение всего комплекса механических и физико-химических свойств стали.

Чугун, как известно, получают при восстановлении руд железа в доменных печах. Восстановление руды суммарно может быть выражено следующим уравнением:

$$Fe_2O_3\ (т) + 3CO\ (г) = 2Fe\ (т) + 3CO_2\ (г)$$

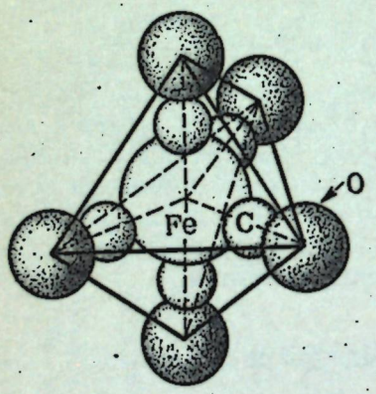


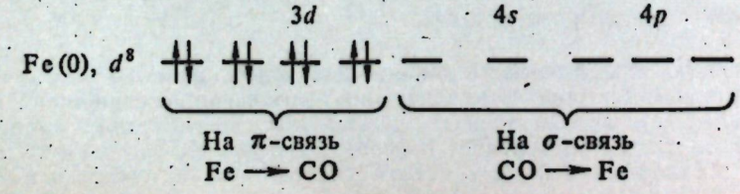
Рис. 236. Строение молекулы пентакарбонила железа $Fe(CO)_5$

Последующей переработкой чугуна (бессемерованием, мартеновским способом, электроплавкой в вакууме и др.) получают сталь и техническое железо. Передел чугуна в сталь сводится к удалению избыточного углерода и вредных примесей (серы, фосфора) путем их окисления (выжигания) при плавке. Железо в чистом виде получают электролизом растворов его солей, термическим разложением ряда соединений.

Соединения Fe (0), Ru (0), Os (0). Подобно элементам подгруппы марганца и хрома, железо и его аналоги способны образовывать соединения за счет только донорно-акцепторного взаимодействия. Так, нагреванием порошка железа в струе CO при температуре 150—200° C и давлении около $1 \cdot 10^7 - 2 \cdot 10^7$ Па образуется пентакарбонил железа $Fe(CO)_5$:

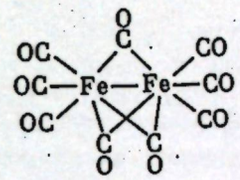
$$Fe + 5CO = Fe(CO)_5$$

Пентакарбонил железа $Fe(CO)_5$ — желтая летучая жидкость (т. пл. —20° C, т. кип. 103° C), растворимая в бензоле и эфире и нерастворимая в воде. Его молекула имеет конфигурацию тригональной бипирамиды (рис. 236), т. е. соответствует dsp^3—гибридизации σ-связывающих орбиталей атома железа:



Аналогично строение молекул пентакарбонилов рутения $Ru(CO)_5$ (т. пл. —22°C) и осмия $Os(CO)_5$ (т. пл. —15°C), представляющих собой при обычных условиях бесцветные жидкости.

Получены также карбонилы железа и его аналогов более сложного состава. Так, при облучении $Fe(CO)_5$ ультрафиолетовым светом выделяется CO и образуются темно-желтые кристаллы эннеакарбонила $Fe_2(CO)_9$ (т. пл. 100°C). Это двухъядерное соединение кластерного типа. В нем атомы железа связаны непосредственно, так и через CO-мостики:



Кроме того, известны трехъядерные додекакарбонилы $Э_3(CO)_{12}$. В обычных условиях это твердые вещества зеленого $Fe_3(CO)_{12}$ (т. разл. 100°C), $Ru_3(CO)_{12}$ и желтого $Os_3(CO)_{12}$ (т. пл. 224°C) цвета.

При нагревании карбонилы разрушаются, что используется для получения чистейших металлов. Процесс получения и распада $Fe(CO)_5$ можно представить схемой

$$Fe\ (неочищ.) + 5CO \xrightarrow[1 \cdot 10^7 - 2 \cdot 10^7\ Па]{180—220°C} Fe(CO)_5 \xrightarrow{230—330°C} Fe\ (чистый) + 5CO$$

На первой стадии процесса CO избирательно реагирует с железосодержащим сырьем с получением $Fe(CO)_5$, при этом происходит значительная очистка от микропримесей других металлов. На второй стадии при термическом разложении карбонила образуются чистое железо и CO, который повторно используется в процессе.

Карбонилы металлов могут окисляться и восстанавливаться частично или полностью, сохраняя координированные CO-группы. Так, в жидком аммиаке $Fe(CO)_5$ взаимодействует с металлическим натрием:

$$\overset{0}{Fe}(CO)_5 + 2Na = Na_2[\overset{-2}{Fe}(CO)_4] + CO$$

а в спиртовом растворе — со щелочью:

$$Fe(CO)_5 + 4KOH = K_2[Fe(CO)_4] + K_2CO_3 + 2H_2O$$

Соединения типа $\overset{+1}{M}_2[Fe(CO)_4]$ являются солями. Они легко гидролизуются, образуя гидрокарбонил (карбонил-гидрид) $H_2Fe(CO)_4$. Ион $[Fe(CO)_4]^{2-}$ можно рассматривать как производное железа в степени окисления —2. В качестве производного железа в степени окисления —1 можно рассматривать ион $[Fe_2(CO)_8]^{2-}$. Известны также $H_2Ru(CO)_4$ и $H_2Os(CO)_4$. Производные типа $\overset{+2}{M}Fe(CO)_4$ (где M—*d*-элемент) представляют собой смешанные карбонилы двух металлов.

При осторожном окислении $Fe(CO)_5$ галогенами одна из CO-групп замещается на два атома галогена:

$$\overset{0}{Fe}(CO)_5 + I_2 = [\overset{+2}{Fe}(CO)_4]\,I_2 + CO$$

Для Fe(0), Ru(0) и Os(0) известны также нитрозилы $Э(NO)_4$, нитрозилкарбонилы $Э(CO)_2(NO)_2$, соединения типа $Fe(NO)_2(PF_3)_2$ и др.

Соединения Fe (II), Ru (II), Os (II). Для железа (II) наиболее типично координационное число 6, что соответствует октаэдрическому расположению связей в комплексах и структурных единицах (табл. 51). Железо (II) шестикоординационно, например, в кристаллах FeO (структура типа NaCl), FeF_2 (структура типа рутила), $FeCl_2$ (слоистая структура типа рис. 232, *б*) и в многочисленных комплексных ионах $[Fe(OH_2)_6]^{2+}$, $[FeF_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ и др. Имеются также тетраэдрические комплексы типа $FeCl_4^{2-}$, $Fe(CNS)_4^{2-}$.

В водных растворах существуют катионные аквокомплексы $[Fe(OH_2)_6]^{2+}$, имеющие бледно-зеленую окраску. Гексааквокомплексы образуются при растворении в воде солей Fe(II) или при взаимодействии с разбавленными кислотами железа, оксида FeO (черный), гидрооксида $Fe(OH)_2$ (белый), сульфида FeS (черный), карбоната $FeCO_3$ (белый), например:

$$FeO + 2OH_3^+ + 3H_2O = [Fe(OH_2)_6]^{2+}$$

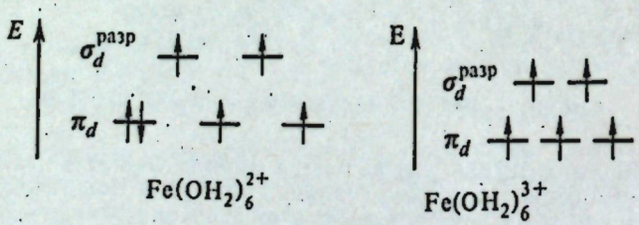
$$FeCO_3 + 2OH_3^+ + 3H_2O = [Fe(OH_2)_6]^{2+} + CO_2$$

Железо (II) образует соли почти со всеми анионами. При выпаривании из водных растворов обычно выделяются зеленые кристаллогидраты, например $Fe(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$, $Fe(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $FeBr_2 \cdot 6H_2O$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ (*соль Мора*).

Как и большинство других комплексов Fe(II), аквоион $[Fe(OH_2)_6]^{2+}$ парамагнитен, что соответствует следующей электронной конфигурации:

$$[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^4[\sigma^{разр}_{x^2-y^2}]^1[\sigma^{разр}_{z^2}]^1.$$

За счет потери одного π_d-электрона ион $[Fe(OH_2)_6]^{2+}$ довольно легко окисляется до $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$:



Стандартный потенциал системы $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$ равен 0,76 В, поэтому ион Fe^{2+} может окисляться в кислой среде даже молекулярным кислородом:

$$2Fe^{2+} + {}^1/_2\,O_2 + 2H^+ = 2Fe^{3+} + H_2O, \qquad E^0 = 0{,}46\ В$$

В присутствии влаги постепенно окисляются кислородом воздуха твердые $FeCO_3$ и FeS, например:

$$4FeS + O_2 + 10H_2O = 4Fe(OH)_3 + 4H_2S$$

Особо легко окисление идет в щелочной среде. Так, $Fe(OH)_2$ в момент получения тотчас начинает переходить в $Fe(OH)_3$, поэтому белый осадок быстро темнеет:

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$$

В аналитической практике для количественного определения Fe^{2+} используется реакция

$$5[Fe(OH_2)_6]^{2+} + MnO_4^- + 8OH_3^+ = 5[Fe(OH_2)_6]^{3+} + [Mn(OH_2)_6]^{2+} + 6H_2O$$

или

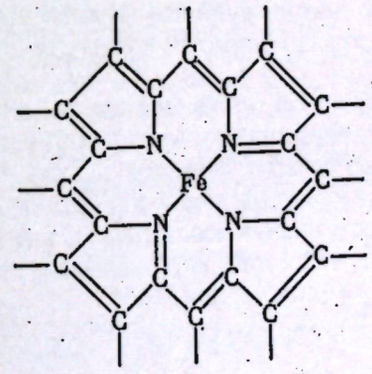
$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ = 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$$

Из катионных комплексов $\overset{+2}{Fe}$(II) известны также амминокомплексы $[Fe(NH_3)_6]^{2+}$. Аммиакаты образуются за счет взаимодействия аммиака с безводными соединениями железа (II), например с его галидами. Аммиакаты устойчивы лишь в твердом состоянии и в насыщенных водных растворах аммиака. При растворении в воде аммиакаты Fe(II) легко разрушаются:

$$[Fe(NH_3)_6]Cl_2 + 2H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_2 + 2NH_4Cl + 4H_3N$$

Значительно более устойчивы в растворах хелатные амминокомплексы.

Важнейшими хелатными комплексами железа (II) являются так называемые *гемы*:



Гемы входят в состав *гемоглобина*, выполняющего в организме функцию переносчика кислорода. Активным центром в процессе связывания кислорода является атом железа (II) гема. Процесс присоединения кислорода обратим; в легких, где парциальное давление кислорода высокое, молекула O_2 присоединяется к атому железа, а в тканях, где парциальное давление кислорода низкое, кислород освобождается.

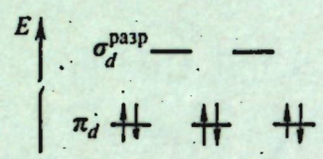
Производные анионных комплексов железа (II) — *ферраты* (II) — в большинстве малостойки и напоминают двойные соли. К ним относятся, например, $\overset{+1}{M}_2[FeCl_4]$ и $\overset{+1}{M}_2[Fe(SCN)_4]$. При кипячении (в восстановительной атмосфере) в концентрированных щелочах $Fe(OH)_2$ образует гексагидроксоферраты (II), например зеленые $Na_4[Fe(OH)_6]$,

$Ba_2[Fe(OH)_6]$. В воде гексагидроксоферраты (II) полностью разрушаются.

Для железа (II) наиболее устойчив и легко образуется цианидный комплекс $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ($K_{неет} = 4 \cdot 10^{-36}$):

$$6KCN + FeSO_4 = K_4[Fe(CN)_6] + K_2SO_4$$

Этот ион диамагнитен: $[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^6$



При действии на гексацианоферраты (II) сильных кислот получается $H_4[Fe(CN)_6]$ — белый мелкокристаллический диамагнитный порошок, хорошо растворяется в воде, является весьма сильной (железистосинеродистой) кислотой.

Из цианоферратов (II) наиболее широко применяются $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$ (*желтая кровяная соль*). Гексацианоферрат (II) калия раньше получили сплавлением кровяных отбросов боен (в частности крови) с поташом и железными опилками, что дало ему название «желтой кровяной соли». В настоящее время исходным продуктом для получения служат цианистые соединения, выделяемые в качестве побочного продукта при сухой перегонке каменного угля.

Гексацианоферраты (II) *d*-элементов, например $Cu_2[Fe(CN)_6]$, $Fe_2[Fe(CN)_6]$, имеют координационную структуру. В их кристаллах атомы Fe и соответствующего *d*-элемента связаны через CN-группы. Таким образом, они представляют собой с м е ш а н н ы е цианиды. Многие из них имеют интенсивную окраску, в воде растворимы плохо.

Желтая кровяная соль широко используется в аналитической практике для обнаружения ионов Fe^{3+}:

$$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + 3KCl$$

или

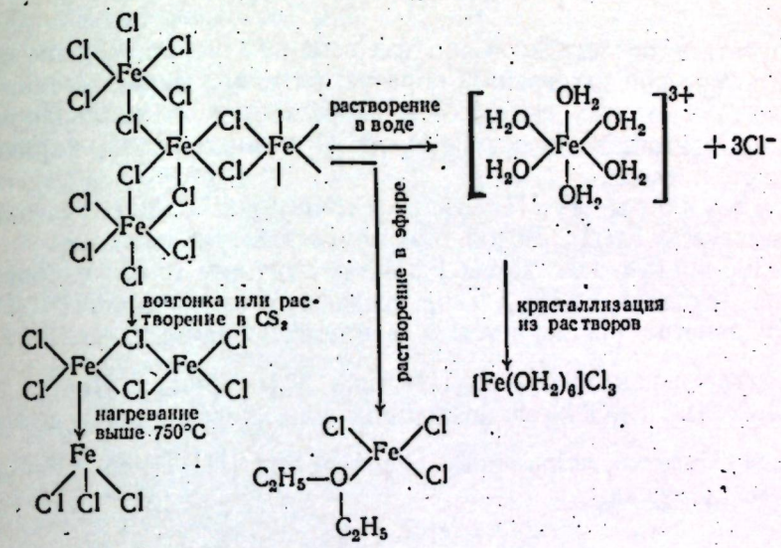
$$Fe^{3+} + K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-} = K\overset{+3}{Fe}[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]$$

При этом образуется малорастворимый смешанный цианоферрат (II) калия (I)-железа (III) интенсивно синего цвета. Это соединение часто называют *берлинской лазурью*.

Из производных рутения (II) и осмия (II) наиболее устойчивы комплексные цианиды типа $\overset{+1}{M}_4[Э(CN)_6]$.

Соединения Fe (III), Ru (III), Os (III). Координационные числа Fe(III) равны 6 и 4, что соответствует октаэдрическому и тетраэдрическому расположению связей. Так, в кристаллическом $FeCl_3$ железо шестикоординационно. При растворении $FeCl_3$ в воде об-

разуются октаэдрические комплексы $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$. При растворении в неполярных растворителях (например, в CS_2) или при возгонке образуются молекулы Fe_2Cl_6 (типа Al_2Cl_6):



В отличие от слоистого $FeCl_3$ (т. пл. 308°C, т. кип. 315°C) трифторид железа FeF_3, имеющий координационную решетку типа ReO_3, тугоплавок (т. возг. выше 1000° C), в воде не растворяется, химически неактивен.

О к с и д Fe_2O_3 (от темно-красного до черного цвета) существует в виде трех модификаций, по структуре подобных Al_2O_3. В кристаллах α-Fe_2O_3 (*гематит*), как и в корунде, имеет место октаэдро-тетраэдрическая координация атомов (см. рис. 72). α-Fe_2O_3 парамагнитен, а γ-Fe_2O_3 ферромагнитен.

Г и д р о к с и д $Fe(OH)_3$, получаемый в виде красно-коричневого осадка, имеет переменный состав $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$. При его обезвоживании образуются промежуточные оловые и оксоловые высокомолекулярные соединения состава FeOOH (являющиеся основой ряда минералов железа) и, наконец, Fe_2O_3.

Fe_2O_3 и $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ растворяются в кислотах, образуя светло-фиолетовые аквокомплексы $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$. Из кислых растворов выделяются кристаллогидраты $FeCl_3 \cdot 6H_2O$, $Fe(NO_3)_3 \cdot 6H_2O$, $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$, $Fe(ClO_4)_3 \cdot 10H_2O$, $\overset{+1}{M}Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (железные квасцы) и др. Безводные соединения имеют окраску, зависящую от природы аниона: FeF_3 — зеленоватого, $FeCl_3$ — черно-коричневого, $Fe(SCN)_3$ — кроваво-красного цвета. В нейтральных растворах соли Fe(III) гидролизуются в заметной степени, при этом окраска растворов становится желто-коричневой. Начальные стадии гидролиза можно описать уравнениями:

$$[Fe(OH_2)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(OH_2)_5OH]^{2+} + OH_3^+, \quad K = 10^{-3,05},$$

$$[Fe(OH_2)_5OH]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(OH_2)_4(OH)_2]^+ + OH_3^+, \quad K = 10^{-3,26};$$

$$2[Fe(OH_2)_6]^{3+} + 2H_2O \rightleftarrows \left[\begin{array}{c} H_2O \quad H \quad OH_2 \\ H_2O \quad O \quad OH_2 \\ Fe \quad\quad Fe \\ H_2O \quad O \quad OH_2 \\ H_2O \quad H \quad OH_2 \end{array}\right]^{4+} + 2OH_3^+, \quad K = 10^{-2,91}.$$

В результате последующей полимеризации гидроксоаквокомплексов (особенно при нагревании) образуются многоядерные комплексы, производные которых выделяются из растворов в коллоидном состоянии. В итоге выпадает $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ в виде красно-коричневой студенистой массы.

Аммиакаты Fe(III) типа $[Fe(NH_3)_6]Hal$ менее устойчивы, чем аммиакаты Fe(II). Водой они полностью разлагаются.

Анионные комплексы Fe(III) устойчивее и легче образуются, чем таковые Fe(II). Так, свежеполученный $Fe(OH)_3$ ($Fe_2O_3 \cdot nH_2O$) заметно растворяется в концентрированных щелочах, образуя гексагидроксоферраты (III) типа $\overset{+1}{M}_3[Fe(OH)_6]$. При сплавлении Fe_2O_3 или $Fe(OH)_3$ со щелочами или карбонатами щелочных металлов образуют полимерные оксоферраты (III) типа $\overset{+1}{M}FeO_2$, называемые *ферритами*:

$$Na_2CO_3 + Fe_2O_3 = 2NaFeO_2 + CO_2$$

Оксо- и гидроксоферраты (III) *s*-элементов I и II групп (желтого или красного цвета) водой разрушаются.

В качестве оксометаферрата (III) железа (II) $\overset{+2}{Fe}(FeO_2)_2$ можно рассматривать смешанный оксид — *магнетит* Fe_3O_4 (черного цвета).

В кристаллах магнетита атомы Fe(II) находятся в октаэдрическом, а Fe(III) в октаэдрическом и тетраэдрическом окружении атомов кислорода. Аналогичную структуру имеют ферриты и других *d*-элементов.

Магнетит и ферриты $\overset{+2}{M}(FeO_2)_2$ (где M = Mn, Co, Ni, Cu) ферромагнитны. Их применяют в электротехнике, в частности в производстве магнитных звуковых лент.

Кислотные свойства проявляют и другие соединения железа (III), которым соответствуют ферраты (III) типа $\overset{+1}{M}_3[FeF_6]$, $\overset{+1}{M}[FeCl_4]$, $\overset{+1}{M}_3[Fe(SCN)_6]$ и др. Из анионных комплексов Fe(III) особо устойчив гексацианоферрат (III) $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ($K_{нест} \cong 10^{-44}$). В отличие от большинства других комплексов Fe(III), которые являются высокоспиновыми, этот ион — низкоспиновый комплекс: $(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^5$. Его производные получают окислением гексацианоферратов (II). Наибольшее значение из цианоферратов (III) имеет $K_3[Fe(CN)_6]$ (*красная кровяная соль*). Эта соль, в частности, является реактивом на ионы Fe^{2+}, дает с ними интенсивно синий малорастворимый гексацианоферрат (III) калия (I)-железа (II) (*турнбуллева синь*):

$$FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + 2KCl$$

или

$$Fe^{2+} + K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} = \overset{+2}{K}\overset{+3}{Fe}[Fe(CN)_6]$$

Как показывают рентгеноструктурные исследования, турнбуллева синь и берлинская лазурь имеют одинаковую кубическую решетку с атомами железа в эквивалентных положениях. Показано также, что их γ-резонансные спектры практически одинаковы (рис. 237). Все это свидетельствует о том, что турнбуллева синь и берлинская лазурь полностью идентичны и имеют формулу $KFe[Fe(CN)_6]$. Атомы Fe(II) окружены атомами углерода, а атомы Fe(III) — атомами азота цианидных групп. Таким образом, $KFe[Fe(CN)_6]$ представляет собой соль, образованную полимерным координационным ионом $[Fe_2(CN)_6]^-$ со структурой, близкой к типу ReO_3. В отличие от комплексных цианидов $Fe(CN)_3$ неизвестен.

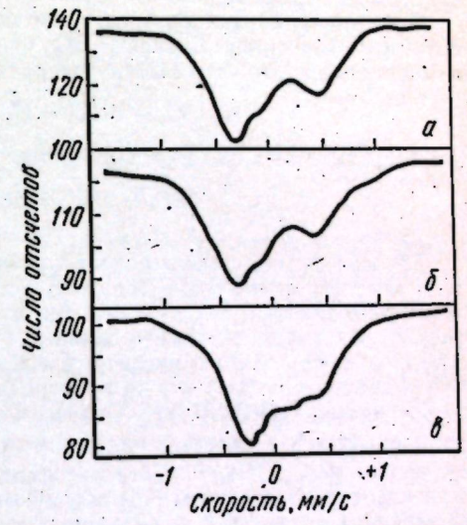


Рис. 237. γ-Спектры берлинской лазури (*а*), турнбуллевой сини (*б*) и солей $KFe^{3+}[Fe^{2+}(CN)_6]$ и $KFe^{2+}[(Fe^{3+}CN)_6]$ (*в*)

Соединения Fe(III) проявляют окислительные свойства:

$$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}, \quad E^0_{298} = 0,77 \text{ В};$$

$$Fe(CN)_6^{3-} + e^- = Fe(CN)_6^{4-}, \quad E^0_{298} = 0,36 \text{ В}.$$

Будучи окислителем, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ окисляет перекись водорода:

$$2[Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O_2 + 2OH^- = 2[Fe(CN)_6]^{4-} + O_2 + 2H_2O$$

Вследствие окислительного действия Fe(III) неустойчивы FeI_3 и $Fe(CN)_3$. При попытке их получения в растворах происходит окислительно-восстановительная реакция, например:

$$2FeCl_3 + 6KI = 2FeI_2 + I_2 + 6KCl$$

По этой же причине из растворов Fe(III) осадить Fe_2S_3 не удается. При добавлении H_2S или сульфида к раствору Fe^{3+} образуется осадок, содержащий FeS и коллоидную серу.

Для рутения (III) и осмия (III) известны соединения типа $\overset{+1}{M}_3[Э(CN)_6]$ и $\overset{+1}{M}_3[ЭCl_6]$.

Соединения Fe(IV), Ru(IV), Os(IV). Степень окисления +4 обычно проявляют рутений и осмий. Для них известны оксиды, галиды и многочисленные производные анионных комплексов общей формулы $M_2^{+1}[ЭX_6]$, например $M_2^{+1}[ЭCl_6]$, $M_2^{+1}[ЭCl_3Br_3]$, $M_2^{+1}[ЭBr_6]$.

Оксиды и гидроксиды Ru(IV) и Os(IV) — преимущественно кислотные соединения. Диоксиды $ЭO_2$ (черного цвета) в воде не растворяются, но взаимодействуют с галогеноводородными кислотами:

$$ЭO_2 + 6HCl = H_2[ЭCl_6] + 2H_2O$$

При гидролизе тетрагалидов образуются также анионные комплексы:

$$3ЭF_4 + 2H_2O = ЭO_2 + 2H_2[ЭF_6]$$

Для железа (IV) известны оксоферраты (IV) типа $M^{+2}FeO_3$, $M_2^{+1}FeO_3$ и $M_2^{+2}FeO_4$. Это черные или темно-серые порошки, устойчивые при комнатной температуре и в отсутствие влаги. По строению они изотипны соответствующим оксотитанатам (IV). Оксоферраты (IV) — сильные окислители, например окисляют концентрированную соляную кислоту. Оксоферраты (IV) можно получить окислением оксоферратов (III) в токе кислорода при нагревании.

Соединения Fe(VI), Ru(VI), Os(VI). Степень окисления +6 железа и рутения проявляется в тетраэдрических анионах типа $ЭO_4^{2-}$, а осмия — в октаэдрическом $[OsO_2(OH)_4]^{2-}$. Тетраоксоферраты (VI), тетраоксорутенаты (VI) и тетрагидроксодиоксоосматы (VI) образуются при окислении металлов или соответствующих соединений в сильнощелочной среде, например:

$$Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH \xlongequal[\text{сплавление}]{} 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O$$

Оксоферраты (VI) — кристаллические вещества, обычно красного цвета. По структуре изоморфны соответствующим оксохроматам (VI) и оксосульфатам (VI), образуют с ними твердые растворы. По растворимости они также напоминают соответствующие хроматы и сульфаты. В частности, подобно оксохроматам и оксосульфатам, растворимы оксоферраты (VI) щелочных металлов и кальция; оксоферраты бария и стронция нерастворимы. В растворах и при небольшом нагревании большинство из них разлагается, выделяя кислород. Оксоферраты (VI) — сильные окислители, превосходящие в этом отношении оксоманганаты (VII). Например, окисляют H_3N до NO_3^-, $Cr(OH)_4^-$ до CrO_4^{2-}, AsO_3^{3-} до AsO_4^{3-} и т. д.

Окислительные свойства оксорутенатов (VI) (оранжевого цвета) выражены менее отчетливо, но все же они окисляют концентрированную соляную кислоту. В соответствии с устойчивой степенью окисления осмия гидроксодиоксоосматы (VI) (розового цвета), наоборот, довольно легко окисляются до OsO_4:

$$2K_2[OsO_2(OH)_4] + O_2 = 2OsO_4 + 4KOH + 2H_2O$$

Соединения типа $H_2ЭO_4$ (*железная, рутениевая, осмиевая* кислоты) и $ЭO_3$ не получены: при действии кислот оксоферраты (VI), оксорутенаты (VI) и гидроксооксоосматы (VI) разлагаются, например:

$$2Na_2RuO_4 + 2H_2SO_4 = 2Na_2SO_4 + 2RuO_2 + O_2 + 2H_2O$$

Получены также рутенаты (VI) и осматы (VI) следующих типов: $M_2^{+1}[ЭO_2Hal_4]$, $M_2^{+1}[OsNHal_5]$.

Из бинарных соединений Э(VI) известны лишь гексафториды: RuF_6 (коричневого цвета, т. пл. 54°C) и OsF_6 (желто-зеленый, т. пл. 33,2°C). Гексафториды очень реакционноспособны, легко распадаются на фтор и низшие фториды.

Соединения Ru (VIII) и Os (VIII). Для рутения и осмия известны тетраоксиды. Они имеют молекулярную решетку, состоящую из тетраэдрических молекул $ЭO_4$. Поэтому тетраоксиды легкоплавки (т. пл. 30—40° C), летучи. RuO_4 — оранжево-желтый, а OsO_4 — бесцветный. Молекулы $ЭO_4$ имеют следующую электронную конфигурацию (без учета 2*s*-электронов кислорода):

$$(\sigma^{св})^8 (\pi^{св})^{10} (\pi)^6.$$

Тетраоксид рутения получают окислением рутенатов (VI):

$$Na_2RuO_4 + Cl_2 = RuO_4 + 2NaCl$$

Тетраоксид осмия довольно легко образуется при окислении осмия или его соединений кислородом, азотной кислотой и другими окислителями. OsO_4 умеренно растворим в воде, но определенных соединений при этом не образует. Кислотные свойства OsO_4 проявляет при взаимодействии с основными соединениями: с концентрированными щелочами дает осматы (VIII) типа $M_2^{+1}[OsO_4(OH)_2]$ (от желтого до коричневого цвета), с фторидами щелочных металлов — $M_2^{+1}[OsO_4F_2]$ (красно-коричневого цвета):

$$OsO_4 + 2KOH = K_2[OsO_4(OH)_2]; \quad OsO_4 + 2KF = K_2[OsO_4F_2]$$

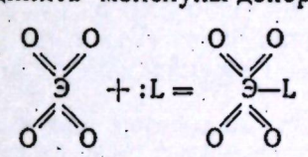
При одновременном действии на OsO_4 концентрированного KOH и H_3N образуется осмат типа $K[OsO_3N]$ (желтые кристаллы):

$$OsO_4 + KOH + H_3N = K[OsO_3N] + 2H_2O$$

Известны и другие типы осматов (VIII). Рутенаты (VIII) неустойчивы. В щелочах RuO_4 растворяется, выделяя кислород:

$$2RuO_4 + 4NaOH = 2Na_2RuO_4 + O_2 + 2H_2O$$

$ЭO_4$ способны присоединять молекулы-доноры электронных пар L:



Например, взаимодействие OsO_4 с жидким H_3N приводит к образованию летучего $OsO_4 \cdot NH_3$; более устойчивы соединения типа $RuO_4 \cdot PR_3$ (где R = F или органический лиганд). При протекании этих реакций Ru и Os переходят в девятивалентное состояние.

RuO_4 — сильный окислитель: окисляет концентрированную соляную кислоту, со спиртами взрывает, при нагревании взрывает распадаясь на RuO_2 и кислород.

Тетраоксид железа FeO_4 (изоэлектронный VO_4^{3-}, CrO_4^{2-} и MnO_4^-) не получен, так как имеет очень большое сродство к электрону и переходит в ион FeO_4^{2-}.

Тетраоксиды осмия и рутения ядовиты. OsO_4 по запаху напоминает хлор, а RuO_4 — озон. OsO_4 — наиболее часто применяемое соединение осмия. Его используют как мягкий окислитель и катализатор в органическом синтезе (например, кортизона) и для подкрашивания животных тканей при их микроскопическом исследовании.

§ 3. Подгруппа кобальта

Кобальт Co, родий Rh и иридий Ir — полные электронные аналоги.

	$_{27}$Co	$_{45}$Rh	$_{77}$Ir
Атомная масса	58,933	102,905	192,2
Валентные электроны	$3d^74s^2$	$4d^85s^1$	$5d^76s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,125	0,134	0,135
Условный радиус иона, нм:			
$Э^{2+}$	0,080	—	0,089
$Э^{3+}$	0,072	0,078	0,081
$Э^{4+}$	—	0,071	0,075
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	7,87	7,46	9,1
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$1{,}5\cdot10^{-3}$	$1{,}7\cdot10^{-7}$	$8{,}5\cdot10^{-9}$
Природные стабильные изотопы	^{59}Co (100%)	^{103}Rh (100%)	^{191}Ir (38,5%), ^{193}Ir (61,5%)

По сравнению с элементами подгруппы железа и кобальта и его аналогов происходит дальнейшее спаривание $(n-1)d$-электронов и стабилизация $(n-1)d$-подслоя. Поэтому высшая степень окисления кобальта и его аналогов оказывается ниже, чем у рутения и осмия. Для кобальта наиболее типичны степени окисления +2 и +3, а для иридия степени окисления +3 и +4 примерно равноценны. Получены также соединения родия (VI) и иридия (VI). Для элементов подгруппы устойчивы координационные числа 6 и 4 (табл. 52).

На Земле кобальт и родий встречаются в виде одного, а иридий — двух стабильных изотопов. Получено большое число их искусственных радиоактивных изотопов. Из последних важнейший ^{60}Co (период полураспада 5,24 года), получаемый по реакции

$$^{59}\text{Co}\,(n,\,\gamma)\,^{60}\text{Co}$$

Изотоп ^{60}Co получал широкое применение в медицине в борьбе с раком («кобальтовая пушка»).

Чисто кобальтовые руды встречаются редко. Относительно более распространен минерал *кобальтин* (*кобальтовый блеск* CoAsS). Кобальт содержится в некоторых медных, никелевых, серебряных, железных, марганцевых и полиметаллических рудах, в животных и растительных организмах.

Иридий чаще всего встречается в виде сплава с осмием (осмистый иридий), а также, как и родий, в самородной платине и в медно-никелевых полиметаллических рудах.

Таблица 52

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы кобальта

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация комплексов	Примеры соединений
−1		4	Тетраэдр	$[Co(CO)_4]^-$, $[Rh(CO)_4^-$
0	d^9	6	»	$Co_2(CO)_8$
+2	d^7	4	»	$[CoCl_4]^{2-}$, Co(II) в Co_3O_4
		6	Октаэдр	$CoCl_2$, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $[Co(OH_2)_6]^{2+}$
+3	d^6	6	»	$[Э(NH_3)_6]^{3+}$, $[Э(CN)_6]^{3-}$, $[CoF_6]^{3-}$, $[RhCl_6]^{3-}$, $[IrCl_6]^{3-}$, RhF_3, IrF_3
+4	d^5	6	»	$[ЭF_6]^{2-}$, $[IrCl_6]^{2-}$, IrO_2
+6	d^3	6	»	RhF_6, IrF_6

Простые вещества. В виде простых веществ кобальт, родий и иридий — блестящие белые металлы: Co с сероватым, Rh и Ir с серебристым оттенком. По сравнению с железом кобальт более тверд и хрупок. Особо высокой твердостью отличаются родий и иридий. Основные константы Co, Rh и Ir приведены ниже:

	Co	Rh	Ir
Пл., г/см^3	8,84	12,44	22,4
Т. пл., °C	1492	1963	2450
Т. кип., °C	~3100	~3700	4500
Электрическая проводимость	108	19	16
E°_{298} $Э^2 + 2e^- = Э$, В	−0,27	0,6	1,1
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	425	447	669
S°_{298}, Дж/(град·моль)	30,04	31,5	

Кобальт имеет две аллотропные модификации. До 417°C устойчив α-Co (гексагональная решетка); выше 417°C — β-Co (гранецентрированная кубическая решетка). Родий и иридий кристаллизуются в гранецентрированной кубической решетке.

По химической активности кобальт несколько уступает железу. В обычных условиях он довольно устойчив, например кислородом начинает окисляться лишь при 300°C. При нагревании взаимодействует почти со всеми неметаллами, образуя, как и железо, от соединений солеподобных ($CoHal_2$) до соединений металлического типа (Co_3C, Co_2B, Co_2N), а также твердые растворы (с H, B, O). По от-

ношению к кислотам кобальт также несколько устойчивее железа. С щелочами практически не взаимодействует.

Родий и особенно иридий отличаются высокой химической устойчивостью. С неметаллами они взаимодействуют в мелкораздробленном состоянии при температуре красного каления. Так, на воздухе Rh начинает окисляться лишь при 600° С, а Ir — выше 1000° С:

$$\overset{0}{2Rh}\ (к) + {}^{3}/_{2}\ O_2\ (г) = \overset{+3}{Rh_2O_3}\ (к),\quad \Delta G^0_{298} = -209\ кДж/моль;$$

$$\overset{0}{Ir}\ (к) + O_2\ (г) = \overset{+4}{IrO_2}\ (к),\quad \Delta G^0_{298} = -117\ кДж/моль.$$

В отличие от других благородных металлов компактные Rh и Ir практически не растворяются ни в одной из кислот и их смесей. Условия для перевода Rh и Ir в растворимые в воде производные хлорокомплексов создаются хлорированием при температуре красного каления смеси мелкораздробленного металла и NaCl:

$$\overset{0}{Ir} + 2Cl_2 + 2NaCl = Na_2[\overset{+4}{IrCl_6}]$$

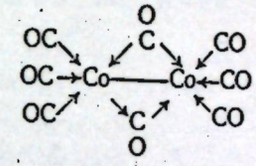
С соответствующими металлами кобальт, родий и иридий образуют твердые растворы и интерметаллические соединения, что определяет физико-химические и механические свойства их сплавов. Особо широко используются кобальтовые сплавы. Многие из них жаропрочны и жаростойки. Например, сплав *виталлиум* (65% Co, 28% Cr, 3% Ni и 4% Mo), применяемый для изготовления деталей реактивных двигателей и газовых турбин, сохраняет высокую прочность и практически не подвергается газовой коррозии вплоть до 800—900°С. Имеются также кислотоупорные сплавы, не уступающие платине. Кобальтовые сплавы типа *алнико* (например, 50% Fe, 24% Co, 14% Ni, 9% Al и 3% Cu) применяются для изготовления постоянных магнитов. Для изготовления режущего инструмента важное значение имеют так называемые *сверхтвердые сплавы*, представляющие собой сцементированные кобальтом карбиды вольфрама (сплавы ВК) и титана (сплавы ТК). Большое значение имеет кобальт как легирующая добавка к сталям.

Кобальт обычно получают переработкой полиметаллических руд. Рядом последовательных пирометаллургических операций выделяют Co_3O_4, который затем восстанавливают углем, водородом, иногда методом алюмотермии. Особо чистый кобальт получают электролитическим рафинированием, а также термическим разложением некоторых его соединений. Основная масса производимого кобальта используется для получения сплавов; его применяют для электролитического покрытия металлических деталей.

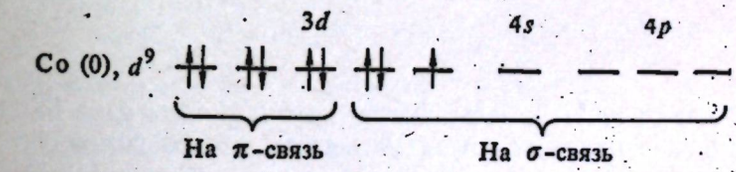
Области применения родия и иридия определяют их большая коррозионная стойкость и высокая твердость. Из них изготовляют ответственные детали контрольно-измерительных приборов. Родий, обладающий высокой отражательной способностью, используется в зеркалах и рефлекторах. Платино-родиевые сплавы применяются в качестве катализаторов окисления аммиака в производстве азотной кислоты.

§ 4. Соединения элементов подгруппы кобальта

Соединения Co (0), Rh (0), Ir (0). Для кобальта и его аналогов в степени окисления 0 известны карбонилы. Простейший карбонил кобальта $Co_2(CO)_8$ — двухъядерное соединение:



Строение молекулы октакарбонила можно объяснить следующим образом. В ней атомы Co образуют по шесть σ-связей. Четыре связи обязаны донорно-акцепторному взаимодействию электронных пар четырех молекул CO и свободных орбиталей Co. Пятая связь образуется при участии одной *d*-электронной пары атома Co и свободной π-орбитали молекулы CO. Связь Co—Co образуется за счет непарных электронов двух атомов кобальта. Стабилизация молекулы достигается за счет π-связей, на образование которых используются $3d^6_s$-электроны атома кобальта:



Октакарбонил $Co_2(CO)_8$ получают, нагревая порошок Co в атмосфере CO (при 150—200° С и $2{,}5 \cdot 10^7$ Па). Октакарбонил — оранжевые кристаллы (т. пл. 51° С), нерастворимые в воде, но хорошо растворимые в органических растворителях. При 60° С октакарбонил кобальта начинает разлагаться.

При нагревании $Co_2(CO)_8$ под давлением водорода образуется гидрокарбонил (карбонилгидрид), который можно рассматривать как производное кобальта в степени окисления —1:

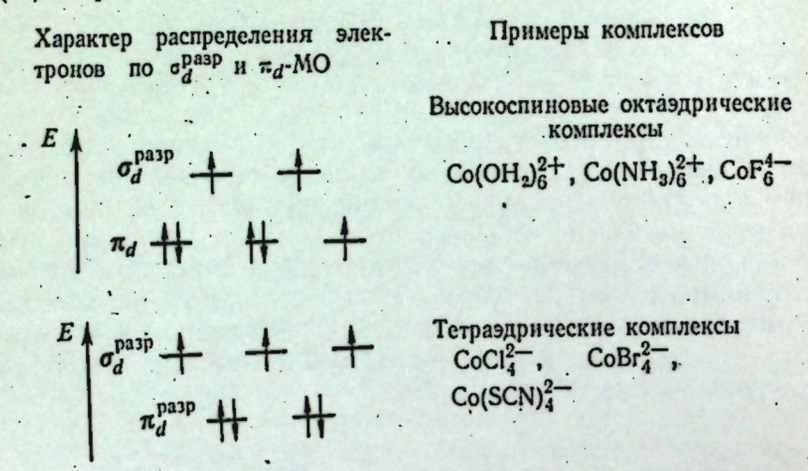
$$Co_2(CO)_8 + H_2 = 2H[Co(CO)_4]$$

Известны также соли типа $K[Co(CO)_4]$, $NH_4[Co(CO)_4]$. В отличие от них производные типа $Zn[Co(CO)_4]_2$, $Ga[Co(CO)_4]_3$ являются ковалентными соединениями — смешанными карбонилами кластерного типа со связью M—Co.

В ряду гидрокарбонилов $HMn(CO)_5$—$H_2Fe(CO)_4$—$HCo(CO)_4$ сила кислот увеличивается, а устойчивость, наоборот, уменьшается. Известны также производные $[Rh(CO)_4]^-$.

Для кобальта (0) выделены четырехъядерный карбонил $Co_4(CO)_{12}$ (черный, т. разл. 60° С), а также жидкие $Co(NO)(CO)_3$ и $Co(NO)(PF_3)_3$. Получены также карбонилы родия и иридия состава $Э_2(CO)_8$, $Э_4(CO)_{12}$, $Э_6(CO)_{16}$.

Соединения Co (II). Степень окисления +2 характерна для кобальта. При этой степени окисления у него устойчивы координационные числа 6 и 4, что соответствует октаэдрическому и тетраэдрическому распределению σ-связей. Большинство соединений кобальта (II) парамагнитны:



В отличие от Fe(II) и большинства других *d*-элементов IV периода тетраэдрические комплексы Co (II) весьма разнообразны, что объясняется устойчивостью электронной конфигурации $(\pi_d^{разр})^4(\sigma_d^{разр})^3$.

Октаэдрическая структурная единица лежит в основе строения координационных кристаллов CoO (тип NaCl) и CoF_2 (тип рутила), слоистых кристаллов $CoCl_2$ и $Co(OH)_2$ (см. рис. 232).

Оксид кобальта (II) CoO — серо-зеленые кристаллы, образуется при взаимодействии простых веществ или термическим разложением $Co(OH)_2$, $CoCO_3$. Дигалиды $CoHal_2$ также образуются при взаимодействии простых веществ или обезвоживанием соответствующих кристаллогидратов. Дигалиды (кроме CoF_2) растворимы в воде. Гидроксид $Co(OH)_2$ существует в виде синей и розовой модификаций. Синяя модификация получается при действии щелочей на соли Co (II) на холоду; при нагревании $Co(OH)_2$ переходит в розовую модификацию. В воде $Co(OH)_2$ не растворяется. По химической природе он, как и CoO, — амфотерное соединение, преимущественно проявляющее основные свойства.

Из катионных комплексов для Co (II) наиболее характерны аквокомплексы $[Co(OH_2)_6]^{2+}$, придающие растворам ярко-розовую окраску. Эта же окраска (а также красная) характерна для кристаллогидратов Co (II) : $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ и др. Последние образуются при взаимодействии с кислотами CoO или $Co(OH)_2$.

При нагревании или под действием водоотнимающих веществ ($CaCl_2$, спирт и др.) окраска кристаллогидратов Co (II) меняется, что связано с изменением характера координации лигандов и появлением многоядерных комплексов. Например, нагревание кристаллогидратов $CoCl_2$ сопровождается следующим изменением их состава и окраски:

$$\underset{\text{розовый}}{CoCl_2 \cdot 6H_2O} \xrightarrow{49°C} \underset{\text{розовый}}{CoCl_2 \cdot 4H_2O} \xrightarrow{58°C} \underset{\text{сине-фиолетовый}}{CoCl_2 \cdot 2H_2O} \xrightarrow{90°C} \underset{\text{голубой}}{CoCl_2 \cdot H_2O} \xrightarrow{140°C} \underset{\text{голубой}}{CoCl_2}$$

При действии воды на безводный $CoCl_2$ снова образуются кристаллогидраты. Водный раствор $CoCl_2$ применяется для изготовления индикаторной бумаги, которая служит для определения влажности, поскольку в сухом состоянии эта бумага синего цвета, а во влажном — розовая.

Изменение окраски в указанном ряду обусловлено изменением характера координации молекул H_2O и ионов Cl^- вокруг атома Co (II), а следовательно, изменением величины Δ. Структурной единицей розовых кристаллов $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ и $CoCl_2 \cdot 4H_2O$ являются октаэдры $[Co(OH_2)_4Cl_2]$, сине-фиолетовых кристаллов $CoCl_2 \cdot 2H_2O$ — октаэдры $[Co(OH_2)_2Cl_4]$, а голубых кристаллов $CoCl_2 \cdot H_2O$ и $CoCl_2$ — октаэдры $CoCl_6$.

Безводные галиды, роданид, сульфат и другие производные могут присоединять молекулы аммиака с образованием гексаамминкомплекса $[Co(NH_3)_6]^{2+}$. Аммиакаты Co (II) устойчивее, чем Fe (II), но все же водой разрушаются:

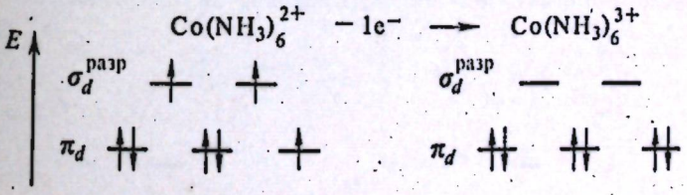
$$[Co(NH_3)_6]Cl_2 + 2H_2O \rightleftarrows Co(OH)_2 + 4H_3N + 2NH_4Cl$$

Поэтому их образование в растворах достигается при большом избытке аммиака и в присутствии NH_4Cl.

Аммиакаты Co (II) в растворах легко окисляются даже молекулярным кислородом воздуха за счет перехода в низкоспиновый комплекс Co(III):

$$[Co(NH_3)_6]^{3+} + e^- = [Co(NH_3)_6]^{2+}, \quad E^0_{298} = 0{,}1 \text{ В};$$

$$4[Co(NH_3)_6]^{2+}\ (р) + O_2\ (г) + 2H_2O\ (ж) = 4[Co(NH_3)_6]^{3+}\ (р) + 4OH^-\ (р)$$



Анионные комплексы Co (II) обычно имеют тетраэдрическую структуру $[CoX_4]^{2-}$ ($X = Cl^-$, Br^-, I^-, SCN^-, OH^-), окрашены в си-

ний и фиолетовый цвета. Они образуются при взаимодействии соответствующих соединений Co (II) с однотипными основными соединениями. Так, при нагревании $Co(OH)_2$ с концентрированными щелочами образуется $[Co(OH)_4]^{2-}$:

$$2NaOH + Co(OH)_2 = Na_2[Co(OH)_4]$$

а при взаимодействии концентрированных растворов $CoCl_2$ и соляной кислоты — $[CoCl_4]^{2-}$. В присутствии основных галидов из солянокислых растворов $CoCl_2$ можно выделить соли $\overset{+1}{M}_2[CoCl_4]$.

Большинство производных анионных комплексов Co (II) — кобальтаты $\overset{+1}{M}_2[CoHal_4]$, $\overset{+1}{M}_2[Co(OH)_4]$, $\overset{+1}{M}_2[Co(SCN)_4]$ и другие по устойчивости относятся к двойным солям; при разбавлении растворов ионы $[CoX_4]^{2-}$ обычно разрушаются. Реакция образования синего роданидокобальтата (II)

$$2KSCN + Co(SCN)_2 = K_2[Co(SCN)_4]$$

используется для определения кобальта (II) при анализе. От сильного разбавления водой $K_2[Co(SCN)_4]$ разрушается и окраска раствора становится розовой за счет появления ионов $[Co(OH_2)_6]^{2+}$:

$$[Co(SCN)_4]^{2-} + 6H_2O \rightleftarrows [Co(OH_2)_6]^{2+} + 4SCN^-$$

Рассмотренные октаэдрические ионы — высокоспиновые комплексы с электронной конфигурацией

$$(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^5(\sigma_d^{разр})^2.$$

Низкоспиновые октаэдрические комплексы с электронной конфигурацией

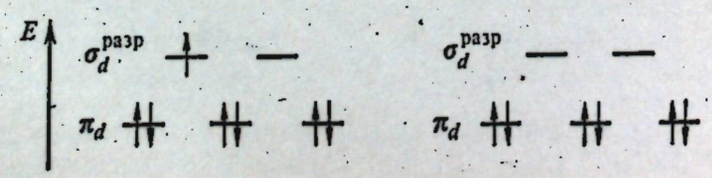
$$[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^6[\sigma_d^{разр}]^1$$

для Co (II) не характерны. Они — сильные восстановители. Например:

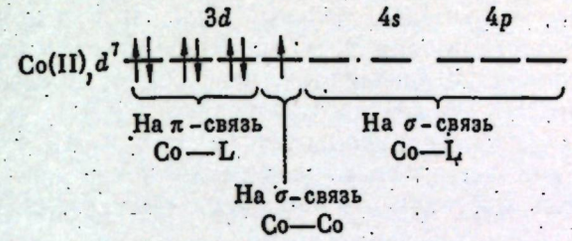
$$[CO(CN)_6]^{3-} + 1e^- = [Co(CN)_6]^{4-}, E^0 = -0{,}83\ В.$$

Это объясняется тем, что вследствие большого значения параметра расщепления Δ энергетический уровень $\sigma^{разр}$-орбитали расположен довольно высоко. Поэтому электрон с $\sigma^{разр}$-орбитали легко удаляется и образуются низкоспиновые октаэдрические комплексы Co (III), например:

$$[Co(CN)_6]^{4-} - 1e^- \rightarrow [Co(CN)_6]^{3-}$$



Для Co (II), как и для других атомов и ионов с конфигурацией d^7, с лигандами сильного поля типа CN^- более характерны димерные комплексы со связью металл—металл:



Поэтому комплексные цианиды Co (II) отличаются от таковых Fe (II). При добавлении KCN к растворам Co (II) можно получить соль состава $K_6[Co_2(CN)_{10}]$ (пурпурного цвета). Комплекс $[Co_2(CN)_{10}]^{6-}$ имеет структуру, аналогичную структуре $Mn_2(CO)_{10}$.

Высокоспиновые комплексы, напротив, характеризуются низким значением Δ, и энергетическое различие $\sigma^{разр}$- и π_d-орбиталей незначительно. Высокоспиновый комплекс CoF_6^{4-} окисляется лишь наиболее сильными окислителями:

$$2K_4CoF_6 + F_2 = 2KF + 2K_3CoF_6$$

$$[CoF_6]^{4-} - 1e^- \rightarrow [CoF_6]^{3-}$$

Соединения Co (III), Rh (III), Ir (III). В степени окисления +3 для кобальта, родия и иридия очень характерны многочисленные катионные, анионные и нейтральные комплексы, в которых они шестикоординационны. Почти все они диамагниты, парамагнитен ион CoF_6^{3-} (табл. 53).

Таблица 53

Характеристика октаэдрических комплексов Э (III)

Комплекс	Электронная конфигурация	Δ, кДж/моль	Магнитные свойства
$[CoF_6]^{3-}$	$[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^4[\sigma_d^{разр}]^2$	125,5	Парамагнитен
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$[\sigma^{св}]^{12}[\pi_d]^6$	273,1	Диамагнитен
$[Co(CN)_6]^{3-}$	То же	415,2	»
$[RhCl_6]^{3-}$	» »	241,0	»
$[Rh(NH_3)_6]^{3+}$	» »	406,8	»
$[IrCl_6]^{3-}$	» »	297,3	»
$[Ir(NH_3)_6]^{3+}$	» »	477,2	»

Бинарные соединения и соли для Co (III) нехарактерны. Относительно устойчив лишь коричневый Co_3O_4, который представляет

собой смешанный оксид $\overset{+2}{Co}\overset{+3}{Co_2}O_4$. Его получают осторожным нагреванием $Co(NO_3)_2$. Оксид этот — сильный окислитель.

Для родия (III) и иридия (III) известны оксиды $Э_2O_3$, гидроксиды $Э(OH)_3$ (точнее $Э_2O_3 \cdot nH_2O$), галиды $ЭHal_3$ и ряд других соединений, в частности соли типа $Э_2(SO_4)_3$, $Rh(NO_3)_3$. Соединения Ir (III) более или менее легко окисляются, переходя в производные Ir (IV). Например, $Ir(OH)_3$ на воздухе переходит в $Ir(OH)_4$, при нагревании до 400° С Ir_2O_3 диспропорционирует на IrO_2 и Ir. Все соединения рассматриваемых элементов окрашены. Аквокомплексы Co (III) не стабильны, так как являются сильными окислителями:

$$[Co(OH_2)_6]^{3+} + 1e^- = [Co(OH_2)_6]^{2+}, \qquad E^0_{298} = 1{,}84 \text{ В}.$$

Ионы $[Co(OH_2)_6]^{3+}$ окисляют даже воду. Поэтому, например, при взаимодействии Co_3O_4 с кислотами выделяется кислород:

$$2\overset{+3}{Co}\overset{+3}{Co_2}O_4 + 12H^+ + 30H_2O = 6[Co(OH_2)_6]^{2+} + O_2$$

а при взаимодействии с концентрированной соляной кислотой — хлор.

Из катионных комплексов для Co (III) и его аналогов весьма устойчивы многочисленные аммин-комплексы. Для гексааммин-иона $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ (желтого цвета), например, не наблюдается сколько-нибудь заметной диссоциации в растворах ($K_{нест} = 6 \cdot 10^{-36}$); он устойчив по отношению к концентрированной HCl и медленно разрушается лишь H_2S и NaOH. Ион $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ образует многочисленные хорошо кристаллизующиеся соли с целым рядом анионов, простые производные Co (III) для которых неизвестны.

Для кобальта (III) и его аналогов весьма разнообразны катионные комплексы, в которых NH_3-группы частично замещены на другие лиганды, например $[Э(NH_3)_5(OH_2)]X_3$, $[Э(NH_3)_5X]X_2$, $[Э(NH_3)_4X_2]X$ и др. (где X — чаще всего Cl^- и NO_2^-). В соответствии с этим окраска комплексов изменяется, например $[Co(NH_3)_5(OH_2)]^{3+}$ — красного, $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+}$ — малиново-красного, а $[Co(NH_3)_4Cl_2]^+$ может быть зеленого (*транс*-изомер) и синего (*цис*-изомер) цветов.

Среди кобальтов (III), родиатов (III) и иридатов (III) весьма многочисленны и часто очень устойчивы соединения типа $\overset{+1}{M}_3[Э(CN)_6]$ и $\overset{+1}{M}_3[Э(NO_2)_6]$.

Примерами гексанитритокобальтатов (III) могут служить труднорастворимые в воде производные элементов подгруппы калия $\overset{+1}{M}_3[Co(NO_2)_6]$. Образованием желтого осадка $K_3[Co(NO_2)_6]$ часто пользуются для обнаружения ионов K^+ при анализе. У калия, его аналогов и NH_4^+ плохо растворимы также гексанитритородиаты (III) и гексанитритоиридаты (III).

Взаимодействие производных Co (II) с KCN в присутствии окислителя ведет к образованию гексацианокобальтата (III) калия $K_3[Co(CN)_6]$ (бледно-желтого цвета). Выделена также сильная трехосновная кислота $H_3[Co(CN)_6]$. По многим свойствам на гексацианокобальтат (III) калия весьма похожи бледно-желтый $K_3[Rh(CN)_6]$ и бесцветный $K_3[Ir(CN)_6]$.

В отличие от Co (III) комплексные галиды у Rh (III) и Ir (III) очень устойчивы. Так, при взаимодействии $RhCl_3$ с HCl получается хорошо растворимая в воде *гексахлородиевая кислота* $H_3[RhCl_6]$, соли которой (гексахлородиаты) обычно ярко-красного цвета. Зеленый гексахлороиридат (III) натрия $Na_3[IrCl_6]$ служит исходным продуктом при получении других производных иридия (III). Получают его восстановлением $Na_2[IrCl_6]$. У Co (III) выделено лишь фтористое производное $K_3[CoF_6]$. Известны также двойные сульфаты типа квасцов $\overset{+1}{M}Э(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

Кроме катионных и анионных комплексов для Co (III) и его аналогов известны многочисленные нейтральные комплексы, которые можно рассматривать как промежуточные продукты при переходе от катионных к анионным комплексам, например при переходе от $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ к $[Co(NO_2)_6]^{3-}$:

$$[Co(NH_3)_6]Cl_3, \quad [Co(NH_3)_5(NO_2)]Cl_2, \quad [Co(NH_3)_4(NO_2)_2]Cl, \quad [Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$$

$$K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4], \quad K_2[Co(NH_3)(NO_2)_5], \quad K_3[Co(NO_2)_6]$$

или при переходе от $[Rh(NH_3)_6]^{3+}$ к $[RhCl_6]^{3-}$:

$$[Rh(NH_3)_6]Cl_3, \quad [Rh(NH_3)_5Cl]Cl_2, \quad [Rh(NH_3)_4Cl_2]Cl, \quad [Rh(NH_3)_3Cl_3]$$

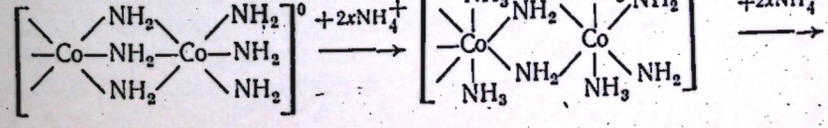
$$K[Rh(NH_3)_2Cl_4], \quad K_2[Rh(NH_3)Cl_5], \quad K_3[RhCl_6]$$

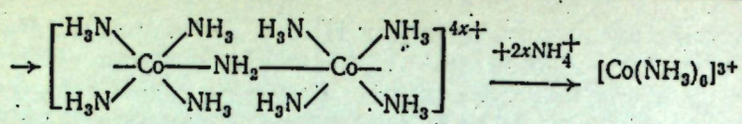
Образование нерастворимого $[Rh(NH_3)_3Cl_3]$ используется для отделения Rh от других платиновых металлов. При прокаливании $[Rh(NH_3)_3Cl_3]$ в токе водорода получают металлический родий.

Переход от катионных комплексов Co (III) к анионным и обратно можно осуществить и в жидком аммиаке. Так, дигидронитрид (амид) $Co(NH_2)_3$, будучи амфотерным соединением, реагирует как с аммонокислотами (например, с NH_4Cl), так и с аммоноосновaниями (например, с KNH_2). Это можно выразить следующей суммарной схемой:

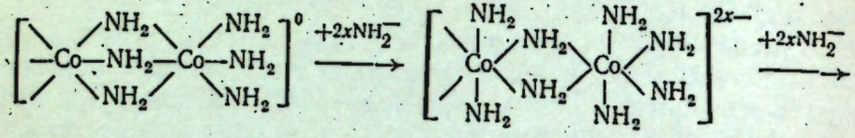
$$[Co(NH_3)_6]^{3+} \underset{NH_4^+}{\overset{NH_2^-}{\rightleftharpoons}} Co(NH_2)_3 \underset{NH_4^+}{\overset{NH_2^-}{\rightleftharpoons}} [Co(NH_2)_6]^{3-}$$

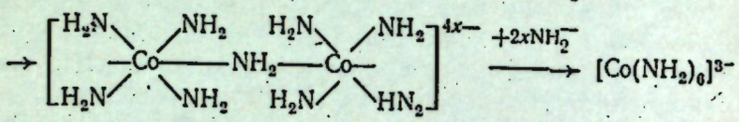
Растворение полимерного $Co(NH_2)_3$ обусловливается постепенным разрывом амидных мостиков (—NH_2—). При этом в аммонокислотах координационное насыщение Co (III) достигается за счет молекул H_3N:



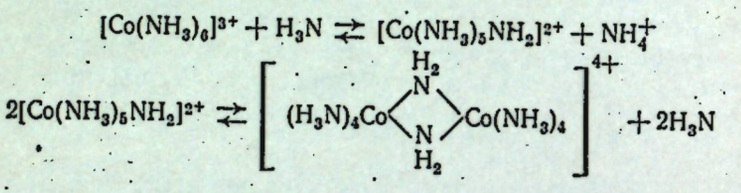


при растворении в аммоноосновaниях — за счет NH_2-групп:

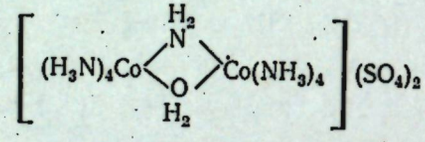




Многоядерные комплексы образуются также при аммонолизе аммиакатов Co (III), например:



Кроме того, возможны смешанные гидроксодигидронитридоаммин-комплексы:



Многочисленность комплексных соединений Co(III), Rh (III) и Ir (III) обусловливается также наличием соединений-изомеров. Ниже приведены примеры комплексных соединений кобальта (III), отвечающих

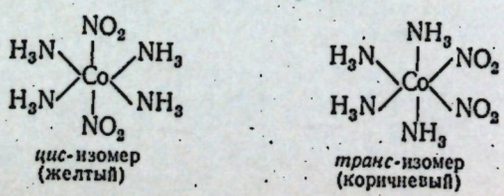
координационной изомерии: $[Co(NH_3)_6]\,[Cr(CN)_6]$ и $[Cr(NH_3)_6]\,[Co(CN)_6]$;

гидратной изомерии: $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl\cdot H_2O$ и $[Co(NH_3)_4Cl(OH_2)]Cl_2$;

ионизационной изомерии:

$[Co(NH_3)_5SO_4]\,Br$ (красный) и $[Co(NH_3)_5Br]\,SO_4$ (красно-фиолетовый)

и геометрической изомерии:



цис-изомер (желтый)

транс-изомер (коричневый)

Соединения кобальта (IV), родия (IV) и иридия (IV). Степень окисления +4 характерна для иридия. Для него известны нерастворимые в воде черные оксид IrO_2 и гидроксид $Ir(OH)_4$ (точнее $IrO_2\cdot nH_2O$), галиды $IrHal_4$. Последние при взаимодействии с водой полностью гидролизуются.

Наиболее характерны для Ir (IV) комплексные хлориды типа $M_2^{+1}[IrCl_6]$ темно-красного цвета. Как указывалось, их получают хлорированием смеси порошкообразного иридия с основным хлоридом или взаимодействием IrO_2 с $M^{+1}Cl$ в растворе соляной кислоты:

$$IrO_2 + 4HCl + 2NaCl = Na_2[IrCl_6] + 2H_2O$$

Из гексахлороиридатов (VI) в воде хорошо растворим $Na_2[IrCl_6]$, а производные элементы подгруппы калия и NH_4^+ растворимы плохо. Образование малорастворимого $(NH_4)_2[IrCl_6]$ используется для отделения иридия от остальных платиновых металлов. При прокаливании $(NH_4)_2[IrCl_6]$ (в атмосфере водорода) получается чистый иридий.

Из соединений Rh (IV) можно назвать труднорастворимый в воде зеленый гексахлородиат (IV) цезия $Cs_2[RhCl_6]$, который является окислителем и частично отщепляет хлор уже при контакте с водой.

Соединения Rh (VI) и Ir (VI). Степень окисления +6 проявляется у иридия и родия в гексафторидах EF_6. Это легкоплавкие твердые вещества, RhF_6 (т. пл. 70° С) красно-коричневого, а IrF_6 (т. пл. 44°С, т. кип. 53°С) желтого цвета. Получают их сжиганием металлов в атмосфере фтора.

Гексафториды, в особенности RhF_6, неустойчивы, сильные окислители. Они энергично окисляют воду:

$$2IrF_6 + 10H_2O = 2Ir(OH)_4 + 12HF + O_2$$

в отсутствие воды окисляют даже свободный хлор и NO:

$$2RhF_6 + 3Cl_2 = 2RhF_3 + 6ClF$$

$$NO + IrF_6 = NO^+[IrF_6]^-$$

* *
*

Из соединений элементов подгруппы кобальта наиболее широко применяют производные самого кобальта. Кроме рассмотренных областей применения его соединения идут для изготовления цветных эмалей и красок. В сельском хозяйстве соединения кобальта используются в качестве микроудобрений и для подкормки животных.

§ 5. Подгруппа никеля

Никель Ni, палладий Pd и платина Pt характеризуются следующими константами:

	$_{28}$Ni	$_{46}$Pd	$_{78}$Pt
Атомная масса	58,71	106,4	195,09
Валентные электроны	$3d^84s^2$	$4d^{10}5s^0$	$5d^96s^1$
Металлический радиус атома, нм	0,124	0,137	0,138
Условный радиус иона, нм:			
$Э^{2+}$	0,079	0,088	0,090
$Э^{4+}$	—	0,073	0,076
Энергия ионизации $Э^0 \rightarrow Э^+$, эВ	7,635	8,336	8,9
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$3{,}2\cdot10^{-3}$	$2\cdot10^{-7}$	$5\cdot10^{-8}$

Для никеля и палладия наиболее характерна степень окисления +2, а для платины +4. Известны также соединения Pt (VI). Для никеля и его аналогов наиболее устойчивы координационные числа четыре (тетраэдр или квадрат) и шесть (октаэдр). Степени окисления элементов и отвечающие им пространственные конфигурации комплексов приведены в табл. 54.

Никель довольно распространен на Земле; палладий и платина, как и другие платиновые металлы, относятся к числу редких элементов. Из платиновых металлов наиболее распространена платина.

Никель обычно содержится в сульфидных медно-никелевых рудах, являющихся ценным полиметаллическим сырьем. Наряду с никелем они содержат Cu, Ag, Au, платиновые металлы, ряд редких и рассеянных элементов. Платина встречается также в самородном состоянии в виде сплавов с небольшим содержанием других металлов (Ir, Pd, Rh, Fe, иногда Ni, Cu и др.). Палладий сопутствует платине.

Таблица 54

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы никеля

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация	Примеры
0	d^{10}	4	Тетраэдр	$Ni(CO)_4$, $Ni(PF_3)_4$, $[Ni(CN)_4]^{4-}$
+2	d^8	4	»	$NiCl_4^{2-}$
		4	Квадрат	$[Pt(NH_3)_4]^{2+}$, $[Э(CN)_4]^{2-}$, $[PtCl_4]^{2-}$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]^0$, PdO, PtO, $PdCl_2$
		6	Октаэдр	$[Ni(OH_2)_6]^{2+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, $[Ni(SCN)_6]^{2-}$, NiO, NiF_2, PdF_2, NiCl
+4	d^6	6	»	$[Pt(NH_3)_6]^{4+}$, $[PtCl_6]^{2-}$, $[NiF_6]^{2-}$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]^0$
+6	d^4	6	»	PtF_6

Важным источником платиновых металлов являются сульфидные полиметаллические медно-никелевые руды.

Простые вещества. В виде простых веществ никель и его аналоги — блестящие белые металлы: Ni и Pt с серебристым, Pd — с сероватым оттенком.

Никель образует две аллотропные модификации: гексагональную α-Ni, существующую ниже 250°С, и β-Ni, имеющую гранецентрированную кубическую решетку. Палладий и платина кристаллизуются в гранецентрированной решетке.

Важнейшие константы Ni, Pd и Pt сопоставлены ниже:

	Ni	Pd	Pt
Пл., г/см^3	8,91	12,02	21,45
Т. пл., °С	1455	1554	1769
Т. кип., °С	~2900	2940	~3800
Электрическая проводимость	14	10	10
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	424	381	556
S°_{298}, Дж/(град·моль)	29,9	37,7	41,5
E°_{298} $Э^{2+}+2\varepsilon^-=Э$, В	—0,25	+0,83	+1,188

По химической активности никель несколько уступает железу и кобальту. С кислородом он начинает взаимодействовать при 500°С. При нагревании (в особенности в измельченном состоянии) легко окисляется галогенами, серой, селеном, фосфором, мышьяком, сурьмой и др. С большинством из них он, как и другие *d*-элементы, образует нестехиометрические соединения переменного состава, многие из которых металлоподобны.

По сравнению с другими платиновыми металлами палладий и платина несколько более реакционноспособны. Однако и они в реакции вступают лишь при высокой температуре (часто при температуре красного каления) и в мелкораздробленном состоянии. Получающиеся при этом соединения обычно малостойки и при дальнейшем нагревании разлагаются.

Отличительная особенность палладия — способность поглощать значительные количества водорода. Так, 1 объем Pd при 80°С может поглотить до 900 объемов H_2. Палладий и никель — хорошие катализаторы гидрирования, восстановления водородом. В присутствии Pd водород (даже на холоду и в темноте) легко восстанавливает галогены, переводит SO_2 в H_2S, ClO_3^- в Cl_2 и т. д. Для платины наиболее характерно поглощение кислорода. Большое значение платина имеет как катализатор окисления кислородом аммиака (в производстве HNO_3), водорода (для очистки O_2 от примеси H_2) и в других процессах каталитического окисления.

В ряду напряжений никель расположен до водорода, палладий и платина — после водорода. По отношению к кислотам и щелочам никель ведет себя подобно железу и кобальту. В отличие от остальных платиновых металлов палладий (подобно серебру) довольно легко растворяется в концентрированной азотной кислоте и горячей кон-

центрированной серной кислоте, а платина (подобно золоту) растворяется при нагревании лишь в царской водке:

$$3\overset{0}{Pt} + 4HNO_3 + 18HCl = 3H_2[\overset{+4}{P}tCl_6] + 4NO + 8H_2O$$

При сплавлении с щелочами, цианидами и сульфидами щелочных металлов в присутствии окислителей (даже O_2) палладий и платина переходят в соответствующие производные анионных комплексов.

Никель получают главным образом из медно-никелевых сульфидных руд. Выделение никеля из руд — сложный многостадийный процесс. В результате ряда пирометаллургических операций получают NiO. Свободный металл выделяют, восстанавливая NiO (чаще всего углем). Очищают никель электролитическим рафинированием в растворе сульфата. Попутно образуется анодный шлам, из которого путем сложной переработки выделяют присутствующие в нем в качестве примеси платиновые металлы, серебро и золото.

Основная масса выплавляемого никеля (около 80%) используется для получения никелевых сплавов и легированных сталей (нержавеющих, бронебойных, жаростойких и др.). Из никеля изготавливают специальную аппаратуру химических производств. Он применяется также для декоративно-защитных покрытий на других металлах. Палладий и платина используются для изготовления коррозионностойкой лабораторной посуды, аппаратов и приборов химических производств, для термометров сопротивления и термопар, а также электрических контактов. Из платины изготавливают нерастворимые аноды, например, для электрического производства надсерной кислоты и перборатов. Палладий и платина применяются в ювелирном деле.

§ 6. Соединения элементов подгруппы никеля

Металлические и металлоподобные соединения. Никель с металлами VIII группы (кроме Ru и Os), марганцем и медью дает непрерывные твердые растворы. У никеля весьма разнообразны также интерметаллические соединения, например, ряда:
Ni_3Fe—Ni_3Mn—Ni_3Cr—Ni_3V—Ni_3Ti—Ni_3Al. Интерметаллические соединения никеля часто отличаются высокой жаростойкостью и жаропрочностью, являются основой ряда конструкционных материалов для ракетной, газотурбинной и атомной техники. Интерметаллиды входят в состав сплавов никеля, придавая им ценные физико-химические и механические свойства.

К жаропрочным сплавам относятся *инконель* (73% Ni, 15% Cr, 7% Fe, 2,4% Ti, остальное Al, Nb, Mn и Si), *нимоник* (59% Ni, 20% Cr, 16% Co, 2,3% Ti, 1,4% Al, остальное Fe, Mn, Si). Жаропрочностью, жаростойкостью и высоким электросопротивлением обладают хромоникелевые сплавы — *нихромы*; некоторые из них (например, состава 80% Ni и 20% Cr) устойчивы к газовой коррозии до 1000—1100°C. Нихромы широко применяются в качестве нагревательных элементов в электротехнике. Высокой химической устойчивостью обладает *монельметалл* (твердый раствор Ni с 30% Cu), применяемый в химическом аппаратостроении и в домашнем обиходе. Широкое распространение имеют магнитные сплавы никеля типа *алнико* (см. с. 596), *алнц* (22—24% Ni, 11—14% Al, остальное Fe) и др.

Из железо-никелевых сталей отметим *нержавеющую сталь* (18% Cr и 8% Ni), *инвар* (36% Ni, 0,5% Mn и 0,5% C), практически не расширяющийся при нагревании; *платинит* (0,15% C и 46% Ni), имеющий коэффициент термического расширения, как у стекла, и применяемый как заменитель платины для пайки со стеклом, и пр.

Соединения Ni (0), Pd (0), Pt (0). Как и у других *d*-элементов, нулевая (а также отрицательная) степень окисления у никеля и его аналогов проявляется в соединениях с лигандами σ-донорного и π-акцепторного типа: CO, PF_3, CN^-. При этом при электронной конфигурации центрального атома d^{10} строение комплексов с лигандами сильного поля чаще всего отвечает структуре тетраэдра (рис. 238). В рамках теории валентных связей это соответствует sp^3-гибридизации валентных орбиталей центрального атома:

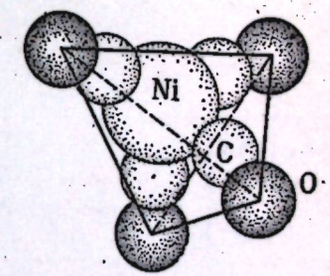
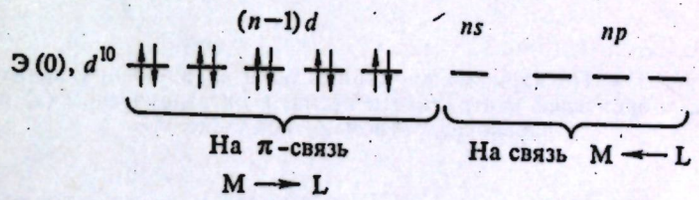


Рис. 238. Строение молекулы тетракарбонила никеля $Ni(CO)_4$



Никель в нулевой степени окисления образует *тетракарбонил* $Ni(CO)_4$. В обычных условиях — это бесцветная жидкость (т. пл. −19,3°C, т. кип. 43°C). Его получают действием CO на порошок никеля при 60—80°C. При 180°C карбонил никеля разлагается, что используется для получения чистого никеля и его покрытий на металлах. $Ni(CO)_4$ применяется также в органическом синтезе в качестве катализатора. Легкость образования $Ni(CO)_4$ используется для разделения никеля и кобальта, так как для получения карбонила кобальта требуются более высокие температура и давление. Так как к тому же летучесть $Co_2(CO)_8$ меньше, чем $Ni(CO)_4$, разгонкой их смесей удается достичь высокой степени разделения Ni и Co.

Карбонилы Pd и Pt не выделены. Известны жидкие соединения типа $Ni(PF_3)_4$ и $Pd(PF_3)_4$.

Для Ni(0) и Pd(0) получены комплексные цианиды $K_4[Ni(CN)_4]$ и $K_4[Pd(CN)_4]$ — соответственно медно-красное и желтоватое твер-

дые вещества. Получаются они восстановлением $K_4[Э(CN)_4]$ в жидком аммиаке калием. Эти соединения — сильные восстановители; например, вытесняют водород из воды:

$$K_4[Э(CN)_4] + 2H_2O = K_2[Э(CN)_4] + 2KOH + H_2$$

Соединения Ni (II), Pd (II), Pt (II). Несмотря на одинаковую электронную конфигурацию ионов Ni^{2+}, Pd^{2+} и Pt^{2+} — d^8, большинство комплексов Ni имеет октаэдрическое строение, в то время как для Pd (II) и Pt (II) типичны плоскоквадратные комплексы.

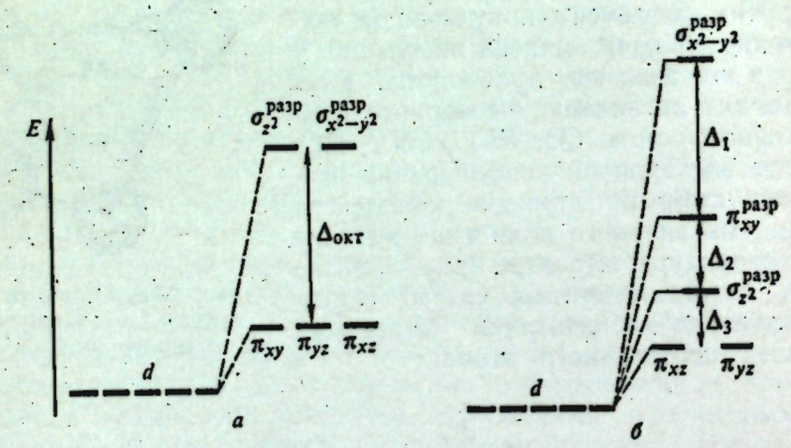


Рис. 239. Порядок молекулярных орбиталей, возникающих из *d*-орбиталей центрального атома, в октаэдрическом (*а*) и плоскоквадратном (*б*) комплексах

Октаэдрические комплексы Ni (II) парамагнитны, а плоскоквадратные комплексы Pd (II) и Pt (II) диамагнитны. Подобное различие связано с существенным различием в величинах параметра расщепления Δ. У Pd^{2+} и Pt^{2+} как *d*-элементов 5-го и 6-го периодов величина параметра расщепления Δ значительно больше, чем у элемента 4-го периода Ni^{2+}.

При большом значении Δ в октаэдрическом комплексе два электрона оказываются на сильно разрыхляющих молекулярных $\sigma_d^{разр}$ орбиталях. Поэтому энергетически выгодней становятся потеря этих электронов и переход Pd (II) и Pt (II) в степень окисления +4 либо перерождение октаэдрического комплекса в плоскоквадратный. Распределение электронов по молекулярным орбиталям, возникающим при расщеплении *d*-орбиталей Pd и Pt, в октаэдрическом и плоскоквадратном комплексах показано на рис. 239. Как видно из рисунка, распределение восьми электронов на орбиталях плоскоквадратного комплекса оказывается энергетически выгоднее, чем

на молекулярных орбиталях октаэдрического комплекса. Сосредоточение восьми электронов на четырех молекулярных орбиталях определяет диамагнетизм комплексов плоско-квадратного строения.

У никеля (II) плоскоквадратное строение имеет диамагнитный ион $[Ni(CN)_4]^{2-}$, что также объясняется высоким значением Δ, создаваемым на этот раз лигандом сильного поля CN^-.

Тетраэдрические комплексы никеля (II) редки; к ним, например, относятся $[NiCl_4]^{2-}$, $[NiBr_4]^{2-}$.

Соединения Ni (II), Pd(II) и Pt(II) интенсивно окрашены. В кристаллах бинарных соединений Ni (II) чаще всего проявляет координационное число 6.

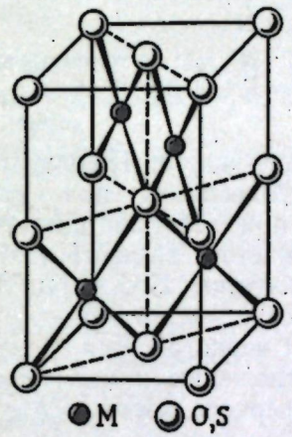


Рис. 240. Структура PdO, PtO и PdS, PtS

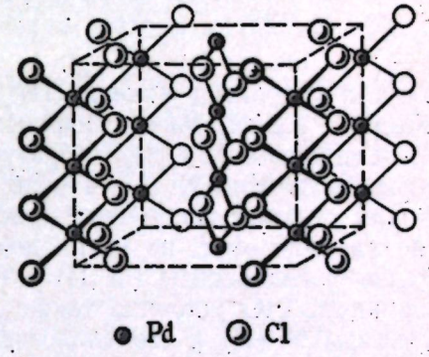
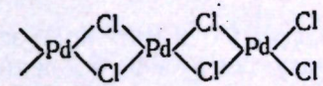


Рис. 241. Структура $PdCl_2$

Так, NiO имеет структуру типа NaCl; NiF_2 — структуру типа рутила; $NiCl_2$, $NiBr_2$, NiI_2, $Ni(OH)_2$ — слоистую структуру типа, изображенного на рис. 232, и т. д. Таким образом, по строению однотипных соединений Ni (II) подобен большинству остальных *d*-элементов 4-го периода в степени окисления +2.

Структурной единицей соединений Pd(II) и Pt(II) является квадрат. Так, в кристаллах PdO и PtO (рис. 240) атомы Pd и Pt окружены четырьмя атомами кислорода по вершинам четырехугольника, $d_{PdO} = 0{,}201$ нм, $d_{PtO} = 0{,}202$ нм. Эти квадраты соединены сторонами в цепи, которые перекрещиваются под углом 90°. Аналогичное строение имеют PdS и PtS.

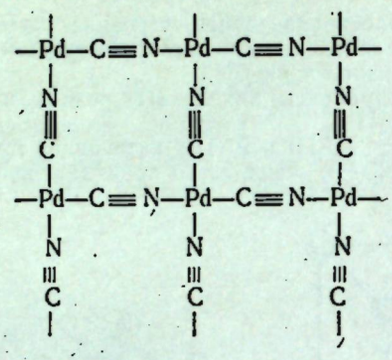
Кристаллы $PdCl_2$ (рис. 241) имеют цепное строение с квадратной структурной единицей $PdCl_4$:



Дихлорид платины $PtCl_2$ имеет совершенно иное строение. Красно-черные кристаллы $PtCl_2$ состоят из октаэдрических кластерных группировок Pt_6Cl_{12} (см. рис. 229). В отличие от $PdCl_2$ $PtCl_2$ в воде не растворяется, но растворяется в соляной кислоте. Предполагают, что платина дает кластеры, а палладий

не дает из-за большой разницы в их энергиях сублимации (атомизации), которая для платины составляет 556 кДж/моль, а для палладия 381 кДж/моль.

Дицианиды палладия $Pd(CN)_2$ и никеля $Ni(CN)_2$ — полимеры сетчатого строения с квадратной структурной единицей:



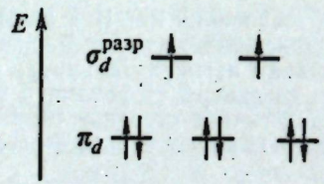
Оксид и гидроксид никеля (II) зеленого цвета. Получают NiO термическим разложением гидроксида, карбоната или нитрата Ni (II). Гидроксид $Ni(OH)_2$, образуется при действии щелочей на растворы соединений Ni (II) в виде объемистого зеленого геля, который при стоянии постепенно кристаллизуется. NiO и $Ni(OH)_2$ в воде не растворяются, но взаимодействуют с кислотами.

Оксиды и гидроксиды Pd (II) и Pt (II) черного цвета, в воде не растворяются; PtO устойчив также по отношению к кислотам.

Сульфиды Ni (II) и его аналогов ЭS черного цвета; образуются осаждением сероводородом из растворов соединений Э (II). Свежеполученный NiS растворяется в кислотах, PdS и PtS в кислотах не растворяются. В противоположность Pd (II) и в особенности Pt (II) для Ni (II) характерны соли оксокислот.

Из катионных комплексов никеля (II) устойчивы октаэдрические гексаакво- и гексаамминокомплексы, имеющие следующую электронную конфигурацию:

$$[\sigma^{св}]^{12}\,[\pi_d]^6\,[\sigma^{разр}]^2$$



Аквокомплекс $[Ni(OH_2)_6]^{2+}$ имеет ярко-зеленую окраску (Δ = = 101 кДж/моль). Образуется при растворении в воде солей Ni (II) или же при растворении в кислотах Ni, NiO и $Ni(OH)_2$. Такая же окраска (различных оттенков) характерна для шестиводных кристаллогидратов $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 6H_2O$, $Ni(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$, $NiSnCl_6 \cdot 6H_2O$, а также $NiSO_4 \cdot 7H_2O$, $K_2Ni(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ и др.

Как показывают структурные исследования, гексагидраты Ni(II) $NiX_2 \cdot 6H_2O$ по структуре делятся на две группы. К первой относятся соединения, в которых все шесть молекул воды входят во внутреннюю сферу комплексного иона $[Ni(OH_2)_6]X_2$, где $X = NO_3^-$, ClO_3^-, BrO_3^-, ClO_4^- или $2X = SO_4^{2-}$, SO_3^{2-}, SiF_6^{2-} и пр.

Ко второй группе относятся кристаллогидраты, в которых октаэдрическая координация атома Ni создается за счет двух атомов X(Cl и Br) и четырех молекул воды $[Ni(OH_2)_4X_2] \cdot 2H_2O$. Оставшиеся две молекулы H_2O связывают между собой молекулы $[Ni(OH_2)_4X_2]$. Аналогичным образом построен $CoCl_2 \cdot 6H_2O$.

Интересно строение $NiCl_2 \cdot 4H_2O$. Этот кристаллогидрат представляет собой гексахлороникелат(II) гексаакваникеля (II) $[Ni(OH_2)_6][NiCl_6]$.

Кристаллы $NiCl_2 \cdot 2H_2O$, $NiBr_2 \cdot 2H_2O$ имеют цепную структуру типа $CdCl_2 \cdot 2H_3N$.

Безводные соли Ni (II) [например, NiF_2, $NiCl_2$, $NiSO_4$, $Ni(CN)_2$, $Ni(NO_3)_2$ и др.] обычно желтого цвета (разных оттенков), NiI_2 черного цвета.

В отличие от ярко-зеленого $[Ni(OH_2)_6]^{2+}$ амминокомплекс $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ (Δ = 129 кДж/моль) имеет интенсивно синюю окраску. Аммиакаты довольно легко образуются ($K_{нест} = 2 \cdot 10^{-9}$). Например, при взаимодействии твердого $NiCl_2$ с аммиаком:

$$NiCl_2\ (т) + 6H_3N\ (г) = [Ni(NH_3)_6]\,Cl_2\ (т)$$

Кроме $[Ni(OH_2)_6]^{2+}$ и $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ возможны $[Ni(OH_2)_{6-n}(NH_3)_n]^{2+}$ смешанные аквоамминокомплексы ($n = 1 \div 6$). Замена лигандов H_2O на лиганды H_3N приводит к изменению окраски комплексов от ярко-зеленого до синего цвета. Это объясняется увеличением параметра расщепления Δ (изменением энергии d—d-переходов), что приводит к сдвигу полос поглощения в сторону меньших длин волн (рис. 242). Еще больший сдвиг полос поглощения наблюдается в случае этилендиаминовых комплексов $[Ni(en)_3]^{2+}$ (Δ = 133 кДж/моль), окраска которых интенсивно-синяя.

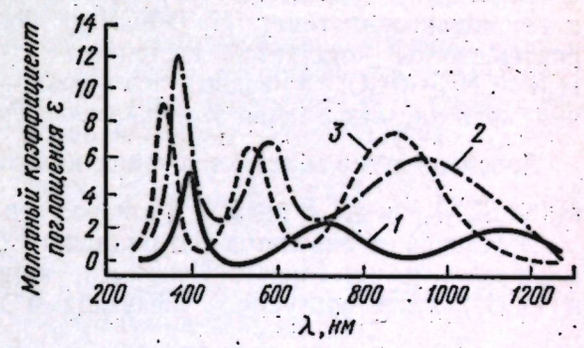


Рис. 242. Электронные спектры поглощения ионов $[Ni(OH_2)_6]^{2+}$ (*1*), $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ (*2*) и $[Ni(en)_3]^{2+}$ (*3*)

За счет образования аммиакатов $Ni(OH)_2$ легко растворяется в присутствии аммиака и солей аммония:

$$Ni(OH)_2\ (т) + 6H_3N\ (р) = [Ni(NH_3)_6]\,(OH)_2\ (р)$$

На образовании устойчивых аммиакатов основаны гидрометаллургические методы извлечения никеля из руд.

Для палладия (II) известен тетракво-ион $[Pd(OH_2)_4]^{2+}$ и несколько кристаллогидратов красновато-бурого цвета $Pd(ClO_4)_2 \cdot 4H_2O$, $PdCl_2 \cdot 2H_2O$, $Pd(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$, $PdSO_4 \cdot 2H_2O$. Для платины (II) аквокомплексы и соли оксокислот неустойчивы. Из катионных комплексов Pd (II) и Pt (II) очень устойчивы и легко образуются аминокомплексы $[Э(NH_3)]_4^{2+}$:

$$PdCl_2 + 4H_3N = [Pd(NH_3)_4]Cl_2$$

Константы нестойкости $[Pd(NH_3)_4]^{2+}$ и $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$ равны $4 \cdot 10^{-30}$ и $5 \cdot 10^{-36}$ соответственно.

Известно также большое число производных катионных комплексов Ni (II), Pd (II) и Pt (II) с органическими лигандами.

Из анионных комплексов Ni (II) наиболее устойчив желтый $[Ni(CN)_4]^{2-}$ ($K_{нест} = 3 \cdot 10^{-31}$). Его производные образуются при действии на соединения Ni (II) основных цианидов. Вначале получается нерастворимый в воде $Ni(CN)_2$, который затем растворяется в избытке основного цианида:

$$NiSO_4\ (р) + 2KCN\ (р) = Ni(CN)_2\ (т) + K_2SO_4\ (р)$$

$$Ni(CN)_2\ (т) + 2KCN\ (р) = K_2[Ni(CN)_4]\ (р)$$

Еще более устойчивы тетрацианидопалладат (II) $[Pd(CN)_4]^{2-}$- и тетрацианидоплатинат (II) $[Pt(CN)_4]^{2-}$-ионы. (Последний ион характеризуется константой нестойкости $1 \cdot 10^{-41}$.) Известен также $H_2[Pt(CN)_4] \cdot 3H_2O$; в водных растворах — это сильная двухосновная кислота, называемая *платиносинеродистой*.

Довольно легко образуются также никелаты (II) типа $\overset{+1}{M}_4[NiHal_6]$, $\overset{+1}{M}_4[Ni(SCN)_6]$ и др. В водных растворах эти соединения распадаются.

В отличие от никелатов (II) палладаты (II) и платинаты (II) многообразнее и устойчивее. Например, комплексные галиды Pd (II) и Pt (II) характеризуются следующими константами нестойкости:

Ион	$[PdCl_4]^{2-}$	$[PdBr_4]^{-2}$	$[PdI_4]^{2-}$	$[PtCl_4]^{2-}$	$[PtBr_4]^{2-}$	$[PtI_4]^{2-}$
$K_{нест}$	$6 \cdot 10^{-13}$	$8 \cdot 10^{-17}$	$1 \cdot 10^{-25}$	$3 \cdot 10^{-17}$	$4 \cdot 10^{-21}$	$3 \cdot 10^{-30}$

Увеличение устойчивости комплексных ионов в ряду производных Cl^-—Br^-—I^- можно объяснить усилением роли π-дативного взаимодействия Э→Hal по мере увеличения размеров свободных *d*-орбиталей ионов Hal^-. Усилением π-дативного взаимодействия Э→X (по мере увеличения подвижности *d*-электронных пар центрального атома) можно также объяснить увеличение устойчивости галидных и цианидных комплексов при переходе от Pd (II) и Pt (II).

Соли $\overset{+1}{M}_2[ЭCl_4]$ (красного цвета) образуются при взаимодействии соединений Pd (II) и Pt (II) в соляной кислоте с соответствующими солями щелочных металлов. Наиболее важны растворимые в воде $K_2[PtCl_4]$ и $Na_2[PtCl_4]$ (рис. 243), являющиеся исходными веществами для синтеза различных соединений платины. При синтезе соединений палладия обычно исходят из $PbCl_2 \cdot 2H_2O$.

Известны также соединения, в которых Pd (II) и Pt (II) входят одновременно в состав и катиона и аниона, например $[Pt(NH_3)_4]\ [PtCl_4]$. Это соединение (зеленого цвета) осаждается при смешивании растворов $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ и $K_2[PtCl_4]$:

$$[Pt(NH_3)_4]Cl_2 + K_2[PtCl_4] = [Pt(NH_3)_4]\ [PtCl_4] + 2KCl$$

Получен красный $[Pd(NH_3)_4][PdCl_4]$.

Наряду с катионными и анионными комплексами весьма разнообразны нейтральные комплексы Pd (II) и Pt (II) типа $[Э(NH_3)_4X_2]$ (где $X = Cl^-, Br^-, NO_2^-$). Для соединений этого типа характерна геометрическая (*цис—транс*) изомерия. Например, составу $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ отвечают два соединения, которые отличаются свойствами, в частности окраской: *цис*-изомер — оранжево-желтый, *транс*-изомер — светло-желтый.

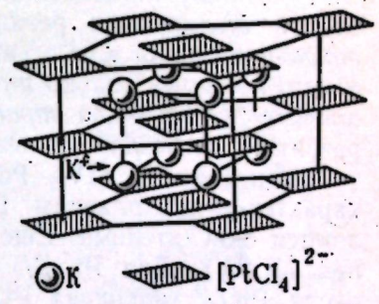


Рис. 243. Структура $K_2[PtCl_4]$

В отличие от *транс*-изомера *цис*-изомер обладает ярко выраженной противораковой физиологической активностью. Существенно различны и способы получения этих изомеров. *Цис*-изомер образуется при замещении двух ионов хлора молекулами аммиака в тетрахлороплатинат (II)-комплексе:

$$K_2[PtCl_4] + 2H_3N = \underset{\textit{цис}\text{-изомер}}{[Pt(NH_3)_2Cl_2]} + 2KCl$$

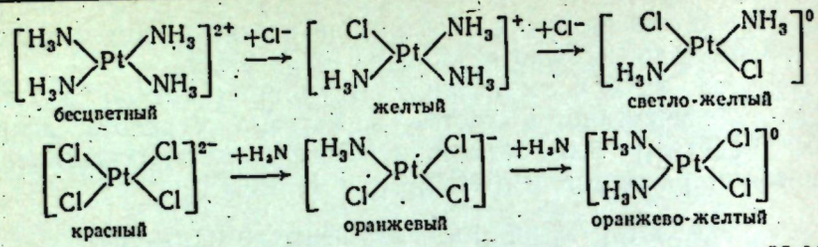
Транс-изомер получается при замещении двух молекул аммиака на ионы хлора в комплексе тетрааммин-платина (II):

$$[Pt(NH_3)_4]Cl_2 + 2HCl = \underset{\textit{транс}\text{-изомер}}{[Pt(NH_3)_2Cl_2]} + 2NH_4Cl$$

Для понимания направления течения реакций замещения лигандов в комплексах важное значение имеет *принцип транс-влияния*, установленный И. И. Черняевым (1926). Согласно этому принципу некоторые лиганды облегчают замещение лигандов, находящихся с ним в *транс*-положении. Экспериментально установлено, что для соединений Pt (II) активность, *транс*-влияния лигандов увеличивается в ряду

$$H_2O < H_3N < OH^- < Cl^- < Br^- < SCN^-,\ I^- < NO_2^- < CO,\ CN^-$$

Различным *транс*-влиянием H_3N и Cl^- можно объяснить приведенные выше реакции получения *цис*- и *транс*-изомеров $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$:



Поскольку *транс*-влияние Cl^- выражено сильнее, чем H_3N, на второй стадии этих реакций замещается лиганд, находящийся в *транс*-положении к Cl^-. Таким образом, исходя из иона $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$, можно получить только *транс*-изомер, а из иона $[PtCl_4]^{2-}$ — только *цис*-изомер. Принцип *транс*-влияния сыграл выдающуюся роль в развитии синтеза комплексных соединений.

Соединения Ni (IV), Pd (IV), Pt (IV). Степень окисления +4 характерна для платины. Производные Pd (IV) малочисленны и являются окислителями. Еще менее устойчивы и очень редки соединения Ni (IV). Для Pt (IV) известны коричневые (разных оттенков) оксид PtO_2, гидроксид $Pt(OH)_4$ (правильнее $PtO_2 \cdot nH_2O$), галиды $PtHal_4$, сульфид PtS_2 и многочисленные производные его катионных, нейтральных и анионных комплексов.

Координационное число Pd (IV) и Pt (IV) равно шести, что отвечает октаэдрической конфигурации комплексов. Последние диамагнитны, имеют следующую электронную конфигурацию:

$$(\sigma^{св})^{12}\,(\pi_d)^6.$$

Бинарные соединения Pt (IV) получают прямым взаимодействием простых веществ при температуре красного каления или путем разложения соответствующих комплексных соединений.

У бинарных соединений Pt (IV) кислотные свойства преобладают над основными. При растворении гидроксида платины (IV) $PtO_2 \cdot nH_2O$ в кислотах и щелочах образуются комплексы анионного типа например:

$$Pt(OH)_4 + 2NaOH = Na_2[Pt(OH)_6]$$

$$Pt(OH)_4 + 6HCl = H_2[PtCl_6] + 4H_2O$$

О разнообразии комплексов Pt (IV) можно судить, например, по следующему ряду производных: $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$, $K[Pt(NH_3)Cl_5]$, $K_2[PtCl_6]$.

Характер координации хлорид-иона в этих соединениях можно легко установить химическим путем. Так, при взаимодействии растворов $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ и $AgNO_3$ осаждаются 4 моля AgCl в расчете на 1 моль Pt. Из растворов $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$ и $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ выделяются соответственно 3 и 2 моля AgCl, а из раствора $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ хлорид серебра осаждается только в результате долгого стояния раствора или при нагревании. В соответствии с характером ионизации меняется и электрическая проводимость растворов. Понятно, что при одинаковой молярной концентрации максимальной электрической проводимостью обладает раствор $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, минимальной — раствор $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ (рис. 244).

Из аммиакатов Pt (IV) отметим соединения состава $[Pt(NH_3)_6]Hal_4$, $[Pt(NH_3)_4Hal_2]Hal_2$ и $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$. Для двух последних типов характерна геометрическая изомерия: *цис*-$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ имеет оранжевую, а *транс*-$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ — желтую окраску. Расположение *транс*-комплексов $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ в кристалле показано на рис. 245.

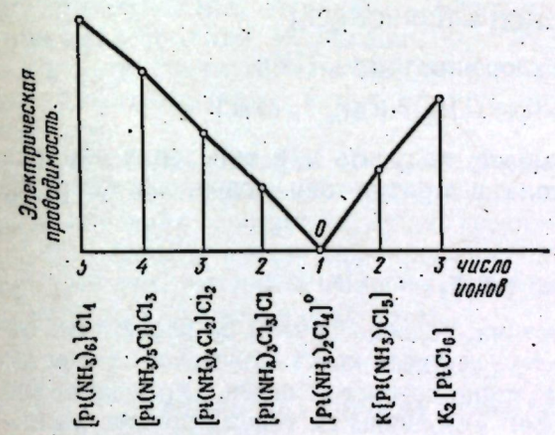


Рис. 244. Молярная электрическая проводимость соединений Pt(IV) в зависимости от их состава

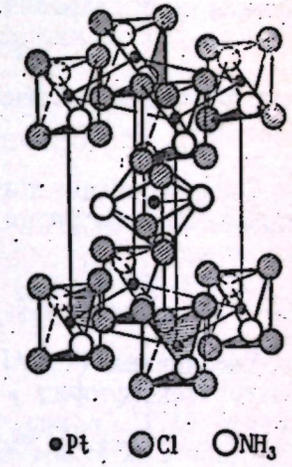


Рис. 245. Строение кристалла $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$

Для тетрагалидов $PtHal_4$ очень характерно взаимодействие с галогеноводородными кислотами и основными галидами с образованием комплексов типа $[PtHal_6]^{2-}$ (Hal = Cl, Br, I):

$$2HCl + PtCl_4 = H_2[PtCl_6]$$

$$2NaCl + PtCl_4 = Na_2[PtCl_6]$$

Ионы $[PtHal_6]^{2-}$ (за исключением $[PtF_6]^{2-}$) очень устойчивы. Так, при действии $AgNO_3$ на растворы гексахлороплатинатов (IV) образуется светло-бурый осадок $Ag_2[PtCl_6]$, а не AgCl. В противоположность $Na_2[PtCl_6]$ гексахлороплатинаты (IV) K^+, Rb^+, Cs^+ и NH_4^+ плохо растворяются в воде и выделяются в виде желтых осадков, что используется для открытия указанных ионов в аналитической практике. *Гексахлороплатиновая кислота* $H_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$ — расплывающиеся на воздухе красно-коричневые кристаллы, легко растворимые в воде, спирте, эфире. Получают ее выпариванием раст-

воров продуктов взаимодействия $PtCl_4$ с соляной кислотой или растворения платины в царской водке.

Помимо $[PtX_6]^{2-}$ ($X = Cl^-, Br^-, I^-, CN^-, SCN^-, OH^-$) известны многочисленные анионные комплексы с разнородными лигандами, например, ряда: $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)_6]$, $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)_5Cl]$, $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)_4Cl_2]$, $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)_3Cl_3]$, $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)_2Cl_4]$, $\overset{+1}{M_2}[Pt(OH)Cl_5]$, $\overset{+1}{M_2}[PtCl_6]$. Некоторые из платинат (IV)-комплексов этого ряда могут быть получены при гидролизе $PtCl_4$:

$$PtCl_4 + 2HOH = H_2[Pt(OH)_2Cl_4]$$

или действием щелочей на хлороплатинаты (IV):

$$Na_2[PtCl_6] + 6NaOH = Na_2[Pt(OH)_6] + 6NaCl$$

Соединения никеля (IV) можно получить при окислении фторида никеля (II) фторидом ксенона в присутствии основного фторида, например:

$$\overset{+2}{Ni}F_2 + 2CsF + XeF_2 = Cs_2\overset{+4}{Ni}F_6 + Xe$$

Соединения Pt (VI). Платина, подобно другим 5*d*-элементам, образует гексафторид PtF_6. Это летучее кристаллическое вещество (т. пл. 61° С, т. кип. 69° С) темно-красного цвета, получают его сжиганием платины во фторе. Устойчивость гексафторидов уменьшается в ряду $WF_6 > ReF_6 > OsF_6 > IrF_6 > PtF_6$. Особо неустойчив PtF_6, он относится к числу наиболее сильных окислителей (сродство к электрону 7 эВ), является самым сильным из всех известных фторирующих агентов. Так, он легко фторирует BrF_3 до BrF_5, бурно реагирует с металлическим ураном, образуя UF_6, разлагает воду с выделением кислорода, реагирует со стеклом. Гексафторид платины окисляет также молекулярный кислород до $O_2^+[PtF_6]^-$. Так как первый ионизационный потенциал молекулярного кислорода $O_2 \rightarrow O_2^+$ равен 12,2 В, т. е. больше, чем у ксенона (12,13 В), было высказано предположение о возможности образования соединения $Xe^+[PtF_6]^-$:

$$Xe + PtF_6 = Xe^+[PtF_6]^-$$

Вскоре это соединение было получено. $Xe[PtF_6]$ — кристаллическое вещество оранжевого цвета, устойчиво при 20° С, в вакууме возгоняется без разложения. Синтез $Xe[PtF_6]$ явился началом широких исследований, приведших к получению соединений благородных газов.

§ 7. Получение платиновых металлов

Основную массу получаемых платиновых металлов извлекают из анодного шлама, образующегося при электролитическом рафинировании никеля и меди. Отделение платиновых металлов друг от друга (*аффинаж*) производят сложной химической переработкой, которая слагается из следующих основных операций.

1. На анодный шлам (после обогащения) действуют царской водкой при нагревании. Pt, Pd, Rh, Ir и Ru переходит в раствор в виде $H_2[PtCl_6]$, $H_2[PdCl_4]$, $H_3[RhCl_6]$, $H_2[IrCl_6]$ и $H_2[RuCl_6]$, а Os остается с нерастворимыми минеральными остатками шлама.

2. Из раствора действием NH_4Cl сначала осаждают $(NH_4)_2[PtCl_6]$, а затем $(NH_4)_2[IrCl_6]$ и $(NH_4)_2[RuCl_6]$. После ряда операций действием H_3N осаждают $[Pd(NH_3)_2Cl_2]$ и $[Rh(NH_3)_3Cl_3]$. Не растворившийся в царской водке осадок сплавляют с BaO_2. Образующийся при этом OsO_4 отгоняют. Аналогичным образом поступают для отделения рутения от иридия.

3. При прокаливании полученных соединений в восстановительной атмосфере (часто в присутствии водорода) выделяют свободные металлы.

Платиновые металлы высокой степени чистоты получают многократным повторением операций перевода их в раствор, осаждения и разложения соответствующих соединений.

В последнее время для получения чистых платиновых металлов все большее значение начинает приобретать способ разделения их с помощью ионообменных смол.

Глава 8

d-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Медь Cu, серебро Ag и золото Au каждый в своем периоде являются предпоследними *d*-элементами. Таким образом, в атомах элементов подгруппы меди в (n—1) *d*-состоянии должны находиться по девять электронов. Однако вследствие устойчивости d^{10}-конфигурации энергетически оказывается более выгодным переход одного из *s*-электронов в (n—1) *d*-состояние. Поэтому Cu, Ag и Au в *s*-состоянии внешнего слоя имеют по одному, а в предпоследнем слое по 18 ($s^2p^6d^{10}$) электронов. Некоторые данные об элементах подгруппы меди приведены ниже:

	$_{29}Cu$	$_{47}Ag$	$_{79}Au$
Атомная масса	63,62	107,87	196,97
Валентные электроны	$3d^{10}4s^1$	$4d^{10}5s^1$	$5d^{10}6s^1$
Металлический радиус атома, нм	0,128	0,144	0,144
Условный радиус иона $Э^+$, нм	0,096	0,166	0,137
Энергия ионизации, эВ			
$Э^0 \rightarrow Э^+$	7,726	7,576	9,226
$Э^+ \rightarrow Э^{2+}$	20,29	21,5	20,5
$Э^{2+} \rightarrow Э^{3+}$	36,9	34,82	43,5
Сродство к электрону, эВ	1,2	1,3	2,3
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$3,6 \cdot 10^{-3}$	$1,6 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-8}$
Природные изотопы	^{63}Cu (69,1%) ^{65}Cu (30,9%)	^{107}Ag (51,35%) ^{109}Ag (48,65%)	^{197}Au (100%)

У элементов подгруппы меди первая энергия ионизации существенно выше, чем у *s*-элементов I группы. Это объясняется проникновением внешнего *ns*-электрона под экран $(n-1)\,d^{10}$-электронов. Уменьшение первой энергии ионизации при переходе от Cu к Ag обусловлено бо́льшим значением главного квантового числа n, дальнейшее же увеличение энергии ионизации у Au обусловлено проникновением 6*s*-электрона не только под экран $5d^{10}$-электронов, но и под экран $4f^{14}$-электронов. Что касается второй энергии ионизации [удаление электрона из $(n-1)\,d^{10}$-подслоя], то у всех трех элементов она близка и по значению заметно меньше, чем у щелочных металлов.

В соответствии со сказанным элементы подгруппы меди проявляют не только степень окисления +1, но и +2 и +3. Для меди наиболее характерна степень окисления +2, для золота +3, а для серебра +1. Особая устойчивость степени окисления +1 у серебра объясняется относительно большей прочностью конфигурации $4d^{10}$, так как эта конфигурация образуется уже у палладия, предшествующего серебру в периодической системе.

Интересно отметить, что сродство к электрону у Cu, Ag и Au значительно больше не только сродства к электрону *s*-элементов I группы, но даже кислорода и серы. Этот факт обязан эффекту проникновения *s*-электронов внешнего уровня к ядру.

Все это обусловливает бо́льшую склонность меди и ее аналогов к образованию ковалентной связи, чем у щелочных металлов.

Особенность электронной структуры атомов элементов подгруппы меди обусловливает относительно бо́льшую устойчивость двухатомных молекул Cu_2, Ag_2, Au_2 (энергия диссоциации соответственно 174,3, 157,5 и 210 кДж/моль) по сравнению с молекулами K_2, Rb_2, и Cs_2 (энергия диссоциации порядка 40 кДж/моль). Прочность молекул Cu_2, Ag_2 и Au_2 обусловливается дополнительным π-связыванием за счет свободных *np*-орбиталей и $(n-1)$ *d*-электронных пар.

Элементы подгруппы меди могут образовывать как катионные, так и анионные комплексы. Понятно, что по мере повышения степени окисления тенденция к образованию анионных комплексов возрастает. Степени окисления элементов подгруппы меди и отвечающие им координационные числа и пространственные конфигурации комплексов приведены в табл. 55.

Таблица 55

Степени окисления и пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы меди

Степень окисления	Электронная конфигурация	Координационное число	Пространственная конфигурация	Примеры соединения
+1	d^{10}	2	Линейная	Cu_2O, Ag_2O, AgCN, AgSCN, AuI, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(CN)_2]^-$
		3	Плоская треугольная	$K[Cu(CN)_2]$
		4	Тетраэдрическая	CuHal, $[Cu(CN)_4]^{3-}$, $[Ag(SCN)_4]^{3-}$
		6	Октаэдрическая	AgHal
+2	d^9	4	Квадратная	CuO, $CuCl_2$
		6	Искаженно октаэдрическая	$CuCl_2\cdot 2H_2O$, $[Cu(NH_3)_4(OH_2)_2]^{2+}$, $(NH_4)_2[CuCl_4]$
+3	d^8	4	Квадратная	$AuHal_3$, $[AuHal_4]^-$, $Cs[CuCl_4]$, $KCuO_2$

§ 1. Подгруппа меди

Из природных соединений меди наибольшее значение имеют минералы: *медный колчедан* (*халькопирит*) $CuFeS_2$, *медный блеск* Cu_2S, а также *куприт* Cu_2O, *малахит* $CuCO_3\cdot Cu(OH)_2$ и др. Серебро входит в состав сульфидных минералов других металлов (Pb, Zn, Cd и др.). Для Cu, Ag и Au довольно обычны также арсенидные, стибидные и сульфидарсенидные минералы. Медь, серебро и особенно золото встречаются в природе в самородном состоянии.

Простые вещества. Медь, серебро и золото представляют собой металлы (соответственно красного, белого и желтого цвета) с гранецентрированной кубической решеткой. Поскольку у меди и ее аналогов в образовании связи принимают участие как *ns*-; так и $(n-1)$ *d*-электроны, то теплоты возгонки и температуры плавления у них значительно выше, чем у щелочных металлов. Медь, серебро и золото характеризуются исключительной (особенно, золото) пластичностью; они превосходят остальные металлы также по тепло- и электрической проводимости. Некоторые константы рассматриваемых металлов приведены ниже:

	Cu	Ag	Au
Пл., г/см³	8,96	10,50	19,3
Твердость (алмаз-10)	3,0	2,7	2,5
S^0, Дж/(моль·град)	33,5	42,55	47,4
Электрическая проводимость	57	59	40
Теплопроводность (H_2O—1)	46	49	35
Т. пл., °С	1083	960,5	1063,4
Т. кип. °С	2543	2167	2880
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	339,6	283,6	366,6
E^0_{298}, В			
$Э^+ + 1e^- = Э$	+0,520	+0,799	+1,692
$Э^{2+} + 2e^- = Э$	+0,34	—	—
$Э^{3+} + 3e^- = Э$	—	—	+1,498

Химическая активность меди и ее аналогов невелика и убывает с возрастанием порядкового номера элемента. Об этом, в частности, свидетельствуют значения энергии Гиббса образования их бинарных

соединений. Металлы легче всего реагируют с галогенами (Cu при обычной температуре, Ag и Au при нагревании).

Соединение	CuCl (к)	AgCl (к)	AuCl (к)	$CuCl_2$(к)	$AuCl_3$ (к)
$\Delta G^\circ_{f,298}$, кДж/моль	—119,0	—109,7	—18,0	—133,0	—48,5

С кислородом непосредственно взаимодействует только медь. При температуре красного каления образуется CuO, а при более высокой температуре Cu_2O; с серой непосредственно взаимодействуют Cu и Ag:

Соединение	Cu_2O (к)	Ag_2O (к)	CuO (к)	Au_2O_3 (к)	Cu_2S (к)	Ag_2S (к)
$\Delta G^\circ_{f,298}$, кДж/моль	—145,0	—11,1	—128,0	+78,7	—89,0	—40,2

Вследствие окисления медь на воздухе покрывается плотной зелено-серой пленкой основного карбоната. При наличии в воздухе сероводорода серебро покрывается черным налетом Ag_2S. С водородом медь и ее аналоги не реагируют.

Об уменьшении химической активности в ряду Cu—Ag—Au свидетельствуют также значения стандартных электродных потенциалов. Поскольку Cu, Ag и Au расположены в ряду напряжений после водорода, кислоты могут окислять их лишь за счет аниона: Cu и Ag растворяются в HNO_3 и концентрированной H_2SO_4, Au — в горячей концентрированной H_2SeO_4. Лучшим растворителем для золота являются насыщенный хлором раствор HCl и царская водка. Как в том, так и в другом случае взаимодействие происходит за счет окисления Au атомарным хлором и образования анионного комплекса:

$$Au + HNO_3 + 4HCl = H[AuCl_4] + NO + 2H_2O$$

$$Au + 3Cl + HCl = H[AuCl_4]$$

В отсутствие окислителей Cu, Ag и Au устойчивы по отношению к щелочам.

Медь и ее аналоги растворяются в растворах основных цианидов в присутствии кислорода, например:

$$4\overset{0}{Au} + O_2 + 8CN^- + 2H_2O = 4\overset{+1}{[Au(CN)_2]^-} + 4OH^-$$

Медь, кроме того, в присутствии кислорода растворяется в водных растворах аммиака:

$$4\overset{0}{Cu} + O_2 + 8H_3N + 2H_2O = 4[Cu(NH_3)_2]^+ + 4OH^-$$

Друг с другом и со многими другими металлами Cu, Ag и Au образуют сплавы. Из сплавов меди наибольшее значение имеют *бронзы* (90%, Cu, 10% Sn), *томпак* (90% Cu, 10% Zn), *мельхиор* (68% Cu, 30% Ni, 1% Mn, 1% Fe), *нейзильбер* (65% Cu, 20% Zn, 15% Ni), *латунь* (60% Cu, 40% Zn), а также монетные сплавы (95% Cu и 5% Al — разменные монеты до 5 коп, 80% Cu и 20% Ni — монеты по 10 коп. и выше).

Для получения меди применяют пиро- и реже гидрометаллургические процессы. Пирометаллургический метод основан на частичном окислении сернистых руд до оксидов меди, которые затем восстанавливаются, реагируя с избытком сульфида:

$$2Cu_2O + Cu_2S = 6Cu + SO_2$$

Пирометаллургический процесс извлечения меди из сернистых руд типа $CuFeS_2$ можно выразить следующей суммарной реакцией:

$$2CuFeS_2 + 5O_2 + 2SiO_2 = 2Cu + 2FeSiO_3 + 4SO_2$$

Для отделения меди от железа и пустой породы медную руду обжигают на воздухе. При этом сульфиды железа переходят в FeO и выделяется SO_2. Затем к образовавшемуся огарку добавляют кремнезем и кокс; шихту направляют на плавку. При плавлении шихты образуются две жидкие фазы. Верхний слой — сплав оксидов и силикатов (*шлак*), в который переходит часть железа (в виде $FeSiO_3$) и компонентов пустой породы. Нижний — сплав сульфидов (*штейн*), в котором концентрируется медь (в основном в виде $Cu_2S \cdot FeS$) и сопутствующие ей ценные элементы (Au, Ag, Se, Te, Ni и др.). Далее жидкий штейн подвергают окислительному обжигу, пропуская через него сжатый воздух. При этом происходит дальнейшее выгорание серы, переход железа в шлак и выделение металлической меди:

$$2(Cu_2S \cdot FeS) + 5O_2 + 2SiO_2 = 4Cu + 2FeSiO_3 + 4SO_2$$

Образующийся при пирометаллургической переработке руды SO_2 идет на производство серной кислоты, а шлак используется для производства шлакобетона, каменного литья, шлаковаты и пр. Получаемая пирометаллургическим методом медь обычно содержит 95—98% Cu. Для получения меди высокой степени чистоты проводится электролитическое рафинирование электролизом $CuSO_4$ с медным анодом. При этом сопутствующие меди благородные металлы, селен, теллур и другие ценные примеси концентрируются в анодном шламе, откуда их извлекают специальной переработкой.

Гидрометаллургические методы получения меди основаны на селективном растворении медных минералов обычно в разбавленных растворах H_2SO_4 или аммиака. Из полученных растворов медь вытесняют железом либо выделяют электролизом.

Для отделения самородного золота от пустой породы применяют промывку водой, растворение Au в жидкой ртути с последующей разгонкой амальгамы. Лучшим методом отделения золота от пустой породы является цианидный метод. Этот метод основан на растворении Au в растворе NaCN за счет окисления кислородом воздуха и перехода в анионный комплекс $Na[Au(CN)_2]$ с последующим вытеснением из цианоаурата (I) цинком:

$$2Na[Au(CN)_2] + Zn = Na_2[Zn(CN)_4] + 2Au$$

§ 2. Соединения элементов подгруппы меди

Соединения Cu (I), Ag (I), Au (I). Меди и ее аналогам в степени окисления +1 отвечает электронная конфигурация d^{10}. Полагают, что ионы $Э^+$ могут выступать не только в качестве σ-акцепторов, но и π-доноров электронных пар. При этом подвижность *d*-электронных пар в ряду Cu (I)—Ag (I)—Au (I) возрастает, что определяет усиление в этом ряду способности к π-дативному взаимодействию.

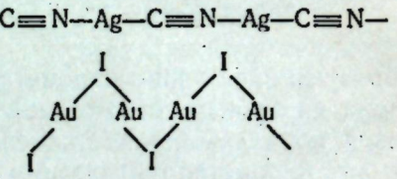
Как уже указывалось, степень окисления +1 — наиболее характерная степень окисления серебра. У меди и в особенности у золота эта степень окисления проявляется реже. В водных растворах она в основном стабилизируется в присутствии лигандов π-акцепторного типа. Так, в растворах равновесия

$$2\overset{+1}{Cu}\ (р) \rightleftarrows \overset{0}{Cu}\ (т) + \overset{+2}{Cu}\ (р) \quad и \quad 3\overset{+1}{Au}\ (р) \rightleftarrows 2\overset{0}{Au}\ (т) + \overset{+3}{Au}\ (р)$$

смещаются в сторону образования производных Э (I) в присутствии, например, ионов CN^- и I^-.

Для меди (I) и ее аналогов наиболее характерны координационные числа 2 и 4, а для Ag (I) — также 6.

Так, кристаллы AgCN, AgSCN, AuI, $ЭN_3$ образованы цепочками типа



В кристаллах Cu_2O и Ag_2O имеет место линейно-тетраэдрическая координация атомов рис. 246, в галидах CuHal координационное число меди равно 4 (структурный тип сфалерита, см. рис. 194, *а*), а в галидах AgHal координационное число серебра равно 6 (структурный тип NaCl).

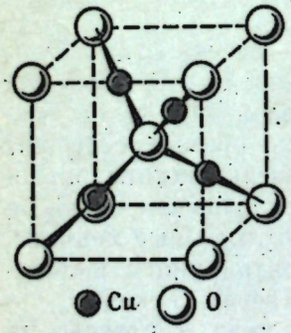


Рис. 246. Кристаллическая структура куприта Cu_2O

Бинарные соединения Cu (I), Ag (I) и Au (I) — твердые кристаллические солеподобные вещества, в большинстве нерастворимы в воде. Производные Ag (I) образуются при непосредственном взаимодействии простых веществ, а Cu (I) и Au (I) — при восстановлении соответствующих соединений Cu (II) и Au (III). Из солей кислородсодержащих кислот и Э (I) относительно более устойчивы производные серебра (растворимые в воде $AgNO_3$, $AgClO_4$, $AgClO_3$, плохо растворимые Ag_2SO_4, Ag_2CO_3 и др.).

Для Э (I) аквокомплексы малостойки и кристаллогидраты не характерны, но для Cu (I) и Ag (I) устойчивы амминокомплексы типа $[Э(NH_3)_2]^+$. Поэтому большинство соединений Cu (I) и Ag (I) довольно легко растворяется в присутствии аммиака, например:

$$CuCl\ (т) + 2H_3N\ (р) = [Cu(NH_3)_2]Cl\ (р)$$

$$Ag_2O\ (т) + 4H_3N\ (р) + H_2O\ (ж) = 2[Ag(NH_3)_2](OH)\ (р)$$

Гидроксиды типа $[Э(NH_3)_2](OH)$ значительно устойчивее, чем ЭОН, и по силе приближаются к щелочам. Это объясняется уменьшением поляризующего действия катиона $Э^+$ на ионы OH^- за счет экранирования молекулами аммиака.

Гидроксиды ЭОН неустойчивы. При попытке их получения по обменным реакциям выделяются оксиды Cu_2O (красный), Ag_2O (темно-коричневый), например:

$$2AgNO_3\ (р) + 2NaOH\ (р) = Ag_2O\ (т) + 2NaNO_3\ (р) + H_2O\ (ж)$$

Кислотная природа бинарных соединений Э (I) проявляется при взаимодействии с соответствующими основными соединениями. При этом образуются различного рода купраты (I), аргентаты (I) и аураты (I). Так, $Э_2O$ несколько растворимы в концентрированных растворах щелочей:

$$Cu_2O\ (т) + 2NaOH\ (р) + H_2O\ (ж) = 2Na[Cu(OH)_2]\ (р)$$

Нерастворимые в воде и кислотах галиды ЭHal довольно значительно растворяются в крепких растворах галогеноводородных кислот или основных галидов:

$$CuCl\ (т) + HCl\ (р) = H[CuCl_2]\ (р)$$

$$AgI\ (т) + KI\ (р) = K[AgI_2]\ (р)$$

Аналогично ведут себя нерастворимые в воде цианиды ЭCN, сульфиды $Э_2S$ и пр. Из подобных реакций большое значение имеет реакция растворения галидов серебра в растворах тиосульфата натрия

$$AgBr\ (т) + 2Na_2S_2O_3\ (р) = Na_3[Ag(S_2O_3)_2]\ (р) + NaBr\ (р)$$

Эта реакция имеет место при закреплении фотоматериалов гипосульфитом.

Из комплексов Э (I) наиболее устойчивы цианидные производные:

Соединение . . .	$[Cu(CN)_2]^-$	$[Ag(CN)_2]^-$	$[Au(CN)_2]^-$
$K_{нест}$	10^{-16}	$8\cdot10^{-22}$	$5\cdot10^{-39}$

Повышение устойчивости в указанном ряду можно объяснить усилением π-дативного взаимодействия M—CN.

Так же можно объяснить повышение устойчивости галогенокомплексов в ряду:

Соединение . . .	$[CuCl_2]^-$	$[CuBr_2]^-$	$[CuI_2]^-$
$K_{нест}$	$2{,}9\cdot10^{-6}$	$1{,}2\cdot10^{-6}$	$1{,}4\cdot10^{-9}$

и уменьшение растворимости галидов в ряду ЭF—ЭCl—ЭBr—ЭI:

Соединение . . .	CuCl	CuBr	CuI	AgCl	AgBr
Пр	$1{,}02\cdot10^{-6}$	$4{,}15\cdot10^{-8}$	$5{,}06\cdot10^{-12}$	$1\cdot10^{-10}$	$8\cdot10^{-17}$

Большинство соединений меди (I) и золота (I) легко окисляется (даже молекулярным кислородом воздуха), переходя в устойчивые производные соответственно Cu (II) и Au (III), например:

$$4\overset{+1}{Cu}Cl\ (т) + O_2\ (г) + 4HCl\ (р) = 4\overset{+2}{Cu}Cl_2\ (р) + 2H_2O\ (ж)$$

Для соединений Cu (I) и Au (I) характерные также реакции диспропорционирования:

$$2\overset{+1}{Cu}Cl\ (т) \rightleftarrows \overset{0}{Cu}\ (т) + \overset{+2}{Cu}Cl_2\ (р)$$

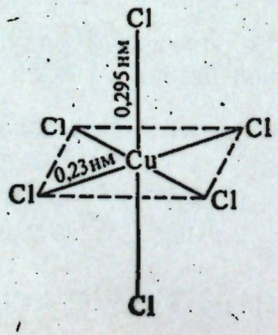
$$3\overset{+1}{Au}Cl\ (т) + KCl\ (р) = K[\overset{+3}{Au}Cl_4]\ (р) + 2\overset{0}{Au}\ (т)$$

Большинство соединений Э (I) при небольшом нагревании и при действии света легко распадается. Поэтому их обычно хранят в банках из темного стекла. Светочувствительность галидов серебра используется для приготовления светочувствительных эмульсий. Важное значение имеет $AgNO_3$, из которого получают все остальные производные серебра. Оксид меди (I) применяют для окрашивания стекла, эмалей, а также в полупроводниковой технике.

Соединения Cu (II). Степень окисления +2 характерна только для меди. Максимальное координационное число Cu (II) равно 6, что соответствует октаэдрическим комплексам (структурным единицам) следующей электронной конфигурации:

$$(\sigma^{св})^{12}(\pi_d)^6(\sigma^{разр}_{z^2})^2(\sigma^{разр}_{x^2-y^2})^1.$$

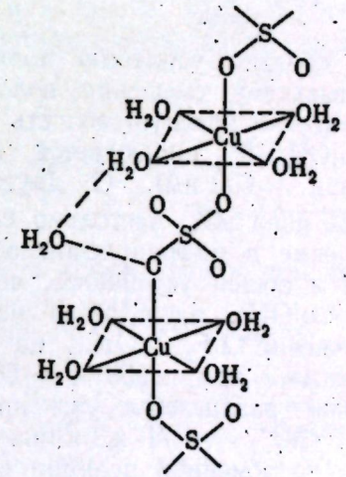
Поскольку на $\sigma^{разр}_{x^2-y^2}$-орбитали (в отличие от $\sigma^{разр}_{z^2}$) имеется только один электрон, связь Cu — лиганд за счет $\sigma^{св}_{x^2-y^2}$-электронов прочнее, чем за счет $\sigma^{св}_{z^2}$-электронов. Иными словами, четыре лиганда в плоскости *xy* связаны с атомом Cu прочнее, чем два лиганда, расположенные по оси *z*. Поэтому расстояние между атомами Cu и лигандами в плоскости *xy* короче, чем между атомом Cu и лигандами, расположенными по оси *z*, например в кристалле $CuCl_2$:



Иногда это различие столь велико, что комплексы Cu (II) можно рассматривать как квадратные. Таким образом, чаще всего встречаются соединения, в которых координационное число меди равно четырем (квадрат) и шести (искаженный октаэдр).

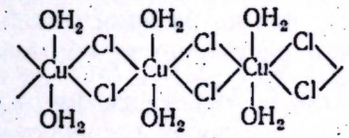
Для меди (II) характерны как катионные, так и анионные комплексы. Так, при растворении солей Cu (II) в воде или при взаимодействии CuO (черного цвета) и $Cu(OH)_2$ (голубого цвета) с кислотами образуются голубые аквокомплексы $[Cu(OH_2)_6]^{2+}$. Такую же окраску имеет большинство кристаллогидратов, например $Cu(NO_3)_2\cdot6H_2O$.

В медном купоросе $CuSO_4\cdot5H_2O$ вокруг Cu (II) координированы четыре молекулы воды в плоскости и две SO_4^{2-}-группы по оси. Пятая молекула H_2O играет роль мостика, объединяющего водородными связями молекулы H_2O в плоскости и SO_4^{2-}-группу:



Часть молекул воды играет роль мостика и в других кристаллогидратах с нечетным числом молекул воды ($NiSO_4\cdot7H_2O$, $FeSO_4\cdot7H_2O$).

Встречаются также кристаллогидраты Cu (II), имеющие зеленую и темно-коричневую окраску. В этом случае кроме молекул воды роль лигандов играют соответствующие анионы. Так, в зеленом $CuCl_2\cdot2H_2O$ атомы Cu окружены двумя молекулами воды и четырьмя атомами хлора:



При прибавлении воды $CuCl_2\cdot2H_2O$ меняет окраску до голубой, т. е. при этом происходит образование аквокомплекса $[Cu(OH_2)_6]^{2+}$.

Гидролиз солей Cu(II) часто сопровождается образованием малорастворимых в воде основных солей состава $Cu(NO_3)_2\cdot3Cu(OH)_2$, $CuSO_4\cdot2Cu(OH)_2$,

$CuCl_2 \cdot 3Cu(OH)_2$. Их можно рассматривать как производные оловых катионных комплексов. Большинство из этих соединений встречается в виде минералов.

Из других катионных комплексов меди (II) очень характерны комплексы с азотсодержащими лигандами, например $[Cu(NH_3)_4(OH_2)_2]^{2+}$ и хелатный $[Cu(en)_2(OH_2)_2]^{2+}$, константы нестойкости которых соответственно равны $1 \cdot 10^{-13}$ и $3 \cdot 10^{-21}$. Образованием аммиакатов, в частности, объясняется растворение $Cu(OH)_2$ в водных растворах аммиака:

$$Cu(OH)_2\ (т) + 4H_3N\ (р) + 2H_2O\ (ж) = [Cu(NH_3)_4(OH_2)_2](OH)_2\ (р)$$

Замена в аквокомплексе $[Cu(OH_2)_6]^{2+}$ молекул воды на азотсодержащие лиганды приводит к появлению более интенсивной синей окраски:

$$\underset{\text{голубой}}{[Cu(OH_2)_6]^{2+}} \longrightarrow \underset{\text{синий}}{[Cu(NH_3)_4(OH_2)_2]^{2+}} \qquad \underset{\text{интенсивно синий}}{[Cu(en)_2(OH_2)_2]^{2+}}$$

Это изменение цвета обязано усилению поля лигандов в ряду OH_2—NH_3—en, вызывающему смещение полосы поглощения из далекой красной в среднюю красную область спектра. (Максимум поглощения иона $[Cu(OH_2)_6]^{2+}$ наблюдается при ~800 нм, а у $[Cu(NH_3)_4(OH_2)_2]^{2+}$ — при ~600 нм). С другой стороны, $CuSO_4$ бесцветен, так как поле иона SO_4^{2-} настолько слабое, что *d*—*d*-переходу отвечает поглощение в инфракрасной области.

Соединения Cu (II) в общем устойчивее, чем однотипные производные Cu (I). Так, $Cu(OH)_2$ распадается на CuO и H_2O лишь при нагревании; разложение CuF_2 и $CuCl_2$ на CuHal и Hal_2 начинается соответственно при 950 и 500°C. Однако CuI_2 ($\Delta G_f^0 = -8{,}2$ кДж/моль) разлагается уже при обычных температурах, переходя в CuI ($\Delta G^0_f = -71$ кДж/моль). Поэтому при попытке получения CuI_2 по обменной реакции протекает окислительно-восстановительная реакция

$$2Cu^{2+}\ (р) + 4I^-\ (р) = 2CuI\ (т) + I_2\ (т)$$

Аналогичным образом неустойчивы $Cu(CN)_2$ и $Cu(SCN)_2$:

$$2CuSO_4\ (р) + 4KCN\ (р) = 2CuCN\ (т) + (CN)_2\ (г) + 2K_2SO_4\ (р)$$

Для меди (II) характерны также анионные комплексы — купраты (II). Так, $Cu(OH)_2$ при нагревании в концентрированных растворах щелочей частично растворяется, образуя синие гидроксокупраты (II) типа $\overset{+1}{M}_2[Cu(OH)_4]$. Некоторые из них выделены в свободном состоянии. В водных растворах гидроксокупраты (II) легко разлагаются, что свидетельствует о слабости кислотных свойств $Cu(OH)_2$.

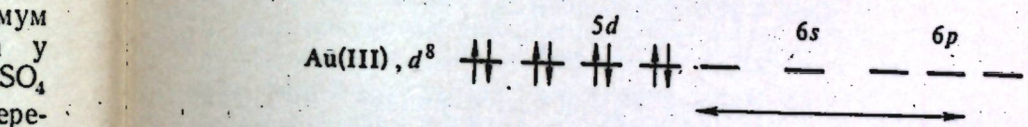
В избытке основных галидов $CuHal_2$ образуют галогенокупраты (II) типа $\overset{+1}{M}[CuHal_3]$ и $\overset{+1}{M}_2[CuHal_4]$. В отличие от $Cu(CN)_2$ вполне устойчивы и хорошо растворимы в воде цианокупраты (II) типа

$\overset{+1}{M}_2[Cu(CN)_4]$. Анионные комплексы Cu (II) известны также с карбонат-, сульфат- и другими анионами. Так, выделен темно-синий карбонатокупрат (II) калия $K_2[Cu(CO_3)_2]$. Из растворов сульфатов щелочных металлов $CuSO_4$ кристаллизуется в виде $\overset{+1}{M}_2Cu(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$.

Из производных серебра (II) более или менее устойчивы AgF_2 и некоторые комплексные соединения с органическими лигандами. Соединения золота (II) неизвестны.

Из соединений меди (II) технически наиболее важен кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (медный купорос). Он применяется для получения минеральных красок, для борьбы с вредителями и болезнями растений в сельском хозяйстве, служит исходным продуктом для получения меди и ее соединений и т. д.

Соединения Cu (III), Ag (III), Au (III). Степень окисления + 3 наиболее характерна для золота. Диамагнетизм соединений золота (III) согласуется с участием в образовании связей $5d\ 6s\ 6p^2$-орбиталей иона Au^{3+} (d^8):

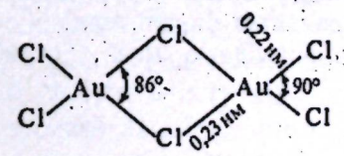


Это отвечает квадратной конфигурации комплексов и структурных единиц соединений золота (III).

Из бинарных соединений Au (III) известны:

Соединение	Au_2O_3 (к) черно-бурый	AuF_3 (к) оранжевый	$AuCl_3$ (к) красный	$AuBr_3$ (к) темно-бурый	Au_2S_3 (к) черный	$Au(OH)_3$ (к) красно-коричневый
$\Delta G^0_{f,\,298}$, кДж/моль	+78,7	—297,1	—48,5	—18,0	—	—390

В воде растворимы лишь $AuCl_3$ и $AuBr_3$, состоящие из димерных плоских молекул:



Основным исходным продуктом для получения других соединений золота является $AuCl_3$, который получают взаимодействием порошка Au с избытком Cl_2 при 200°C.

Галиды, оксид и гидроксид Au (III) — амфотерные соединения с преобладанием кислотных признаков. Так, $Au(OH)_3$ легко растворяется в щелочах, образуя гидроксоаураты (III):

$$NaOH + Au(OH)_3 = Na[Au(OH)_4]$$

Даже растворение в кислотах $Au(OH)_3$ происходит за счет образования анионных комплексов:

$$Au(OH)_3 + 4HNO_3 = H[Au(NO_3)_4] + 3H_2O$$

Нитрато- и цианоаураты (III) водорода выделены в свободном состоянии. В присутствии солей щелочных металлов образуются нитрато-$\overset{+1}{M}[Au(NO_3)_4]$, сульфато-$\overset{+1}{M}[Au(SO_4)_2]$, циано-$\overset{+1}{M}[Au(CN)_4]$, сульфидо-$\overset{+1}{M}[AuS_2]$ и другого типа аураты (III).

Кислотный характер галидов Au (III) проявляется в их исключительной склонности давать галогеноаураты (III) $\overset{+1}{M}[AuHal_4]$ (константа нестойкости иона $[AuCl_4]^-$ равна $5 \cdot 10^{-22}$). Большинство галогеноауратов (III) хорошо растворимо в воде и органических растворителях.

Особая склонность Au (III) к образованию анионных комплексов проявляется и при гидролизе его тригалидов:

$$AuCl_3 + H_2O \rightleftarrows H[Au(OH)Cl_3]$$

$$AuCl_3 + H_2O \rightleftarrows H_2[AuOCl_3]$$

Образующаяся при этом кислота $H_2[AuOCl_3]$ с ионами Ag^+ дает труднорастворимую соль $Ag_2[AuOCl_3]$, а не AgCl, что указывает на большую устойчивость иона $[AuOCl_3]^{2-}$.

Для Cu (III) и Ag (III) известны фторопроизводные: синий $K_3[CuF_6]$ и желтый $K[AgF_4]$. При окислении $Cu(OH)_2$ в щелочной среде получаются гидроксо- и оксокупраты (III) типа $KCuO_2$ и $K[Cu(OH)_4]$:

$$\overset{+2}{2Cu}(OH)_2 + NaClO + 2NaOH = 2Na\overset{+3}{Cu}O_2 + NaCl + 3H_2O$$

Степень окисления +3 у меди и серебра стабилизируется в комплексных иодатах (VII) и теллуратах (VI), например $K_7[Cu(IO_6)_2] \cdot 7H_2O$, $Na_9[Cu(TeO_6)_2]$ (коричневого цвета) и $K_6H[Ag(IO_6)_2] \cdot 10H_2O$, $Na_6H_3[Ag(TeO_6)_2] \cdot 20H_2O$ (желтого цвета). Соединения Cu (III) и Ag (III) — сильные окислители.

Все растворимые производные меди, серебра и золота ядовиты!

Глава 9
d-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Цинк Zn, кадмий Cd и ртуть Hg — полные электронные аналоги; каждый в своем периоде является последним элементом *d*-семейства. Следовательно, у них завершена d^{10}-электронная конфигурация. В этом отношении цинк и его аналоги отличаются от остальных *d*-элементов и, наоборот, проявляют сходство с *p*-элементами больших периодов. Приведем некоторые сведения об элементах подгруппы цинка:

	$_{30}Zn$	$_{48}Cd$	$_{80}Hg$
Атомная масса	65,37	112,40	200,59
Валентные электроны	$3d^{10}4s^2$	$4d^{10}5s^2$	$5d^{10}6s^2$
Металлический радиус атома, нм	0,139	0,156	0,160
Условный радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,083	0,099	0,112
Энергия ионизации, эВ			
$Э^0 \rightarrow Э^+$	9,39	8,99	10,43
$Э^+ \rightarrow Э^{2+}$	17,96	16,90	18,75
$Э^{2+} \rightarrow Э^{3+}$	39,70	37,47	32,43
Содержание в земной коре, мол. доли, %	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$7,6 \cdot 10^{-6}$	$7 \cdot 10^{-7}$

У элементов подгруппы цинка две первые энергии ионизации выше, чем у *d*-элементов соответствующих периодов. Это объясняется проникновением внешних ns^2-электронов под экран $(n-1)d^{10}$-электронов. Уменьшение энергии ионизации при переходе от Zn к Cd обусловлено большим значением главного квантового числа *n*, дальнейшее же увеличение энергии ионизации у Hg обусловлено проникновением $6s^2$-электронов не только под экран $5d^{10}$-электронов, но и под экран $4f^{14}$-электронов. Значения третьих энергий ионизации довольно высокие, что свидетельствует об устойчивости электронной конфигурации $(n-1)d^{10}$. В соответствии с этим у элементов подгруппы цинка высшая степень окисления равна +2. Вместе с тем $(n-1)d^{10}$-электроны цинка и его аналогов, как и у других *d*-элементов, способны к участию в донорно-акцепторном взаимодействии. При этом в ряду Zn^{2+}—Cd^{2+}—Hg^{2+} по мере увеличения размеров $(n-1)d$-орбиталей электроно-донорная способность ионов возрастает. Ионы $Э^{2+}(d^{10})$ проявляют ярко выраженную тенденцию к образованию комплексных соединений.

Высокая устойчивость $6s^2$-электронной пары ртути накладывает отпечаток на все ее свойства и обусловливает ее существенное отличие от цинка и кадмия. В частности, в противоположность соединениям Zn и Cd большинство соединений Hg мало устойчивы. Далее, в отличие от цинка и кадмия для ртути характерны производные кластерного радикала Hg_2^{2+}. В радикале Hg_2^{2+} атомы связаны между собой ковалентной связью —Hg—Hg—, т. е. снова возникает конфигурация $6s^2$. В производных Hg_2^{2+} степень окисления Hg принимают равной +1.

§ 1. Подгруппа цинка

В земной коре цинк находится в виде смеси шести, кадмий — восьми и ртуть — семи стабильных изотопов. Искусственно получены также многочисленные радиоактивные изотопы.

Важнейшие минералы Zn, Cd и Hg — *цинковая обманка*. HgS — *киноварь*, $ZnCO_3$ — *галмей*, CdS — *гринокит*. Цинк и его аналоги входят в состав полиметаллических руд. Самородная ртуть встречается в природе.

Простые вещества. В виде простых веществ цинк, кадмий и ртуть — серебристо-белые металлы. Но во влажном воздухе они постепенно покрываются пленками оксидов и теряют блеск. Все три металла (особенно ртуть) достаточно легкоплавки. Некоторые их константы приведены ниже:

	Zn	Cd	Hg
Пл., г/см³	7,1	8,7	13,55
Т. пл., °С	419	321	39
Т. кип., °С	907	767	357
Электрическая проводимость	16	13	1
$\Delta H^\circ_{\text{возг. }298}$, кДж/моль	140	112	61
E°_{298} $Э^{2+}+2e^-=Э$, В	−0,763	−0,402	0,854
S°_{298}, Дж/(моль·град)	33	51	77

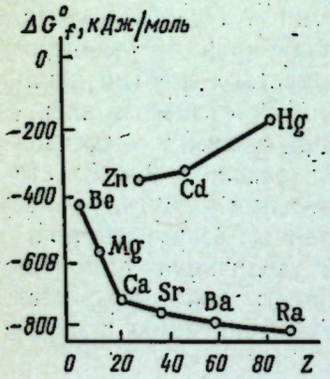


Рис. 247. Зависимость ΔG_f дихлоридов элементов II группы от их порядкового номера

По химической активности цинк и его аналоги уступают щелочноземельным металлам. При этом в противоположность подгруппе кальция в подгруппе цинка с ростом атомной массы химическая активность металлов (как и в других подгруппах *d*-элементов, кроме подгруппы скандия) понижается. Об этом, в частности, свидетельствуют ΔG_f^0 дихлоридов и характер изменения их значений в зависимости от порядкового номера элементов (рис. 247). Об этом же свидетельствуют значения электродных потенциалов металлов: цинк и кадмий в ряду напряжений расположены до водорода, ртуть — после. Цинк—химически активный металл, легко растворяется в кислотах и при нагревании в щелочах:

$$Zn + 2OH_3^+ + 2H_2O = H_2 + [Zn(OH_2)_4]^{2+}$$

$$Zn + 2H_2O + 2OH^- = H_2 + [Zn(OH)_4]^{2-}$$

Кадмий в щелочах практически не растворяется, а в кислотах — менее энергично, чем цинк; ртуть же растворяется только в кислотах, являющихся достаточно сильными окислителями за счет своих анионов. При этом могут получиться производные как Hg (II), так и Hg (I). Например, при действии на Hg концентрированной азотной кислотой получается $Hg(NO_3)_2$:

$$Hg + 4HNO_3 = Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

При действии на избыток Hg разбавленной HNO_3 получается $Hg_2(NO_3)_2$:

$$6Hg + 8HNO_3 = 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Цинк и кадмий по отношению к HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 ведут себя значительно активнее. Цинк, например, очень разбавленную HNO_3 восстанавливает до иона аммония:

$$4Zn + 10\overset{+5}{H}NO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + \overset{-3}{N}H_4NO_3 + 3H_2O$$

При нагревании цинк и его аналоги весьма энергично взаимодействуют с активными неметаллами. Интересно, что ртуть взаимодействует с серой и иодом даже в обычных условиях.

Цинк, кадмий и ртуть легко образуют сплавы как друг с другом, так и с другими металлами. Сплавы ртути с другими металлами — *амальгамы* — обычно жидки или тестообразны. Их можно получить растиранием или даже простым перемешиванием металла со ртутью. Так, при растирании натрия со ртутью происходит экзотермический процесс образования амальгамы, в которой обнаружено не менее семи интерметаллических соединений. Амальгама кадмия представляет собой металлический раствор. На растворимости в ртути золота основан один из методов выделения его из руды.

В противоположность щелочноземельным металлам цинк и кадмий в свободном состоянии можно получить химическим восстановлением или электролизом растворов их соединений. Пирометаллургическое получение Zn и Cd из их сернистых руд проводится в две стадии. Сначала руды подвергаются окислительному обжигу, затем полученные оксиды восстанавливают углем:

$$2ZnS\ (т) + 3O_2\ (г) = 2ZnO\ (т) + 2SO_2\ (г)$$

$$ZnO\ (т) + C\ (т) = Zn\ (т) + CO\ (г)$$

Из-за малой устойчивости HgO ($\Delta G_f^0 = -58{,}5$ кДж/моль) получение Hg из HgS сводится к одной реакции:

$$HgS\ (т) + O_2\ (т) = Hg\ (ж) + SO_2\ (г)$$

В гидрометаллургическом методе получения цинка обожженные руды выщелачивают разбавленной серной кислотой, полученный раствор $ZnSO_4$ подвергают электролизу. Кадмий из сульфатных растворов обычно вытесняют металлическим цинком.

Большая часть добываемого цинка используется для оцинкования железа (предохранения от ржавления), а также для получения различных сплавов. Из последних наиболее известны *латунь* (60% Cu, 40% Zn), *томпак* (90% Cu, 10% Zn), *нейзильбер* (65% Cu, 20% Zn, 15% Ni). Из кадмия изготовляют регулирующие стержни атомных реакторов. Его применяют для получения легкоплавких сплавов, гальванических покрытий, электродов щелочных аккумуляторов, механически прочных медно-кадмиевых сплавов для электро-

проводов и т. д. Ртуть широко используется как катод при электрохимическом получении едкого натра и хлора, как катализатор в органическом синтезе (например, в производстве уксусной кислоты), для изготовления выпрямителей, ламп дневного света, ртутных манометров.

§ 2. Соединения элементов подгруппы цинка

Соединения Zn (II), Cd (II), Hg (II). Для цинка (II) наиболее характерно координационное число 4, а для кадмия (II) 6. Для ртути (II) примерно одинаково характерны координационные числа 2, 4, 6 (табл. 56).

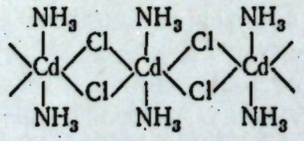
Таблица 56

Пространственная конфигурация комплексов (структурных единиц) элементов подгруппы цинка

Координационное число	Пространственная конфигурация комплексов	Примеры соединений
4	Тетраэдр	$K_2[Zn(OH)_4]$, $[Zn(OH_2)_4]SO_4$, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$, $[Zn(NH_3)_2Cl_2]$, ZnO, ZnS, CdS, HgS, $ZnCl_2$
6	Октаэдр	$[Cd(NH_3)_6](NO_3)_2$, CdO, $[Cd(NH_3)_2Cl_2]$, $CdBr_2$, $CdCl_2$
2	Линейная	$HgNH_2Cl$, HgO, $Hg(CN)_2$

Координационное число 4 у Э(II) проявляется, например, в кристаллах ZnO, ZnS, CdS, ЭSe, ЭTe, HgS (тетраэдротетраэдрическая координация атомов), $Zn(OH)_2$ (тетраэдроугловая). На рис. 194 показаны структуры с тетраэдрическими связями двух модификаций сульфида цинка: кубической — сфалерита (α-ZnS) и гексагональной — вюрцита (β-ZnS).

Координационное число 6 проявляется в кристаллах CdO (решетка типа NaCl). Кристаллы $CdBr_2$, CdI_2, $Cd(OH)_2$, Cd(OH)Cl, Zn(OH)Cl имеют слоистую структуру (см. рис. 234), построенную из октаэдров CdX_6. Из октаэдрических структурных единиц построено и соединение $CdCl_2 \cdot 2H_3N$, в котором атомы хлора образуют мостиковые связи между атомами Cd, а молекулы NH_3 занимают свободные координационные положения:



В отличие от элементов подгруппы кальция в подгруппе цинка с увеличением порядкового номера элемента устойчивость однотипных бинарных соединений уменьшается. Об этом, например, можно судить по характеру изменения значений ΔG_f^0 (кДж/моль):

ZnO	CdO	HgO
−318	−226	−58,5
ZnS	CdS	HgS
−198	−139	−49

Особо заметно устойчивость соединений падает при переходе от Cd к Hg. Например, $Zn(OH)_2$ и $Cd(OH)_2$ устойчивы, а гидроксид Hg(II) неизвестен, так как уже при получении разлагается на HgO и воду:

$$Hg(NO_3)_2\ (р) + 2KOH\ (р) = HgO\ (т) + 2KNO_3\ (р) + H_2O\ (ж).$$

Для Hg(II) неизвестен и карбонат. Температуры распада ZnO и CdO соответственно 1950 и 1813°C, а HgO разлагается на простые вещества при 400°C; малоустойчивы также Hg_3N_2 и HgC_2, распадающиеся со взрывом.

Из окрашенных соединений отметим коричневый CdO, красный HgI_2, желтый CdS; HgS может существовать в виде двух модификаций — черной и красной. Получаемый при обменных реакциях HgS черного цвета при возгонке превращается в красную модификацию. Красную окраску имеет и киноварь. В зависимости от дисперсности HgO может быть красного либо желтого цвета.

Из соединений цинка и его аналогов в воде растворяются галиды (кроме ZnF_2, $HgBr_2$, HgI_2), сульфаты, нитраты и некоторые другие. Многие из них растворяются также в органических растворителях.

При растворении соединений Э(II) в воде, а также при взаимодействии ЭО или $Э(OH)_2$ с кислотами образуются устойчивые аквокомплексы типа $[Э(OH_2)_4]^{2+}$ и $[Э(OH_2)_6]^{2+}$. Поэтому для Zn(II), Cd(II) и Hg(II) характерны кристаллогидраты, например $Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, $Zn(BrO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$, $Hg(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$, $Hg(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Из других катионных комплексов наиболее устойчивы амминокомплексы типа $[Э(NH_3)_4]^{2+}$ и $[Э(NH_3)_6]^{2+}$, легко образующиеся действием аммиака на растворы солей:

$$ZnSO_4 + 4H_3N = [Zn(NH_3)_4]SO_4$$

Образованием аммиакатов объясняется легкая растворимость $Э(OH)_2$ в присутствии аммиака:

$$Cd(OH)_2\ (т) + 6H_3N = [Cd(NH_3)_6](OH)_2\ (р)$$

Аммиакаты ртути (II), например $[Hg(NH_3)_4](NO_3)_2$, образуются только при большом избытке H_3N и в присутствии солей аммония. Взаимодействие $HgCl_2$ с H_3N в концентрированном растворе NH_4Cl приводит к выпадению осадка $[Hg(NH_3)_2Cl_2]$:

$$HgCl_2\ (р) + 2H_3N\ (р) = Hg(NH_3)_2Cl_2\ (т)$$

В разбавленных же растворах образуется нерастворимое в воде амидное производное $HgNH_2Cl_2$:

$$HgCl_2\ (р) + 2H_3N\ (р) = HgNH_2Cl\ (т) + NH_4Cl\ (р)$$

Цинк и его аналоги образуют различного рода цинкаты, кадматы и гидраргираты. Так, $Zn(OH)_2$, легко растворяется в щелочах за счет образования растворимых гидроксоцинкатов:

$$Zn(OH)_2\ (т) + 2KOH\ (р) = K_2[Zn(OH)_4]\ (р)$$

Амфотерный характер $Zn(OH)_2$ и его поведение в кислых и щелочных растворах можно отразить следующей схемой:

$$[Zn(OH_2)_4]^{2+} \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} Zn(OH)_2 \underset{OH_3^+}{\overset{OH^-}{\rightleftarrows}} [Zn(OH)_4]^{2-}$$

Аналогичным образом ведет себя в жидком аммиаке амид (дигидронитрид) цинка $Zn(NH_2)_2$. Подобно тому как $Zn(OH)_2$ не растворяется в воде, $Zn(NH_2)_2$ не растворяется в жидком аммиаке, но легко растворяется в присутствии аммонокислот и аммонооснований:

$$[Zn(NH_3)_4]^{2+} \underset{NH_4^+}{\overset{NH_2^-}{\rightleftarrows}} Zn(NH_2)_2 \underset{NH_4^+}{\overset{NH_2^-}{\rightleftarrows}} [Zn(NH_2)_4]^{2-}$$

При избытке ионов NH_4^+ образуются аммиакаты, при избытке ионов NH_2^- — дигидронитридоцинкаты (амидоцинкаты).

Гидроксид кадмия кислотные свойства проявляет в меньшей степени, чем $Zn(OH)_2$. Однако при длительном кипячении взвеси $Cd(OH)_2$ в концентрированных щелочах образуются гидроксокадматы, например $K_4[Cd(OH)_6]$, $Ba_2[Cd(OH)_6]$. В отстутствие избытка щелочи они легко разрушаются водой. Более или менее устойчивые гидроксогидраргираты не выделены.

Наиболее прочны комплексы с π-акцепторными лигандами CN^- типа $[Э(CN)_4]^{2-}$, которые легко образуются при действии на растворы солей Э (II) основного цианида. Образующиеся вначале осадки $Э(CN)_2$ в избытке основного цианида растворяются:

$$2KCN\ (р) + Э(CN)_2\ (т) = K_2[Э(CN)_4]\ (р)$$

Вследствие усиления способности к π-дативному взаимодействию в ряду Zn^{2+}—Cd^{2+}—Hg^{2+} устойчивость комплексов с лигандами, способными быть акцепторами электронных пар, увеличивается, например:

	$[ZnCl_4]^{2-}$	$[CdCl_4]^{2-}$	$[HgCl_4]^{2-}$
$K_{неет}$	1	$9\cdot10^{-3}$	$8{,}5\cdot10^{-16}$
	$[ZnI_4]^{2-}$	$[CdI_4]^{2-}$	$[HgI_4]^{2-}$
$K_{неет}$	220	$9\cdot10^{-7}$	$1{,}8\cdot10^{-30}$

По этой же причине устойчивость галидокомплексов ртути (II) в ряду F^-—Cl^-—Br^-—I^- возрастает, например:

	$[HgCl_4]^{2-}$	$[HgBr_4]^{2-}$	$[HgI_4]^{2-}$
$K_{неет}$	$8{,}5\cdot10^{-16}$	$2\cdot10^{-22}$	$1{,}8\cdot10^{-30}$

Таким образом, если комплексные галиды Zn (II) по устойчивости относятся к двойным солям, то комплексы Hg (II) очень устойчивы и легко образуются в растворах:

$$2KI\ (р) + Hg(NO_3)_2\ (р) = HgI_2\ (т) + 2KNO_3\ (р)$$

$$2KI\ (р) + HgI_2\ (т) = K_2[HgI_4]\ (р)$$

Таким же образом можно объяснить способность HgS растворяться в растворах основных сульфидов:

$$K_2S\ (р) + HgS\ (т) = K_2[HgS_2]\ (р)$$

Известны многочисленные производные анионных комплексов типа $\overset{+1}{M}_2[Э(SCN)_4]$, $\overset{+1}{M}_2[Э(SO_3)_2]$, $\overset{+1}{M}_2[Э(NO_3)_4]$, по своей устойчивости относящиеся к двойным солям, а также их кристаллогидраты, например $\overset{+1}{M}_2[Э(SO_4)_2]\cdot6H_2O$.

Производные ртути (II) проявляют окислительные свойства:

$$2Hg^{2+} + 2e^- = Hg_2^{2+}, \quad E^0_{298} = 0{,}920\ В;$$

$$Hg^{2+} + 2e^- = Hg, \quad E^0_{298} = 0{,}854\ В;$$

например:

$$Hg(NO_3)_2 + Hg \rightleftarrows Hg_2(NO_3)_2$$

$$HgCl_2 + SO_2 + 2H_2O = Hg + H_2SO_4 + 2HCl$$

Соединения Hg (I). Для ртути (I) известны черный оксид Hg_2O, галиды Hg_2Hal_2, некоторые соли. Большинство производных ртути (I) бесцветны и трудно растворимы в воде. Хорошо растворяется $Hg_2(NO_3)_2\cdot2H_2O$, являющийся основным исходным веществом для получения других производных Hg (I). Рентгеноструктурное исследование показывает наличие в кристалле $Hg_2(NO_3)_2\cdot2H_2O$ иона $[H_2O—Hg—Hg—OH_2]^{2+}$.

Соединения Hg_2^{2+} в зависимости от условий проявляют восстановительные и окислительные свойства. Например:

$$Hg_2Cl_2 + Cl_2 = 2HgCl_2$$

$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 = 2Hg + SnCl_4$$

Соединения Hg_2^{2+} весьма склонны к диспропорционированию с выделением свободной ртути и образованием соответствующих соединений ртути (II):

$$Hg_2^{2+} = Hg\ (ж) + Hg^{2+}, \quad E^0_{298} = -0{,}131\ В.$$

В некоторых случаях распад протекает столь быстро, что производные Hg_2^{2+} получить не удается. Например, по обменным реакциям

Hg_2S и $Hg_2(CN)_2$ не образуются, так как сразу же распадаются на свободную ртуть, нерастворимый HgS и малодиссоциирующий $Hg(CN)_2$. Более устойчивы Hg_2Cl_2 и Hg_2SO_4, которые, однако, также распадаются при небольшом нагревании и интенсивном освещении.

Производные ртути (в том числе простое вещество) чрезвычайно ядовиты!

Применение соединений цинка и его аналогов весьма разнообразно. Так, их сульфиды используются в производстве минеральных красок, $HgCl_2$ (*сулема*), Hg_2Cl_2 (*каломель*) и другие препараты ртути, а также цинка — в медицине. Особым образом приготовленный кристаллический ZnS обладает способностью после предварительного освещения светиться в темноте. На этом основано его применение при работе с радиоактивными препаратами и в рентгенотехнике. Сульфид кадмия CdS применяется в качестве фотосопротивления, т. е. вещества, электросопротивление которого зависит от интенсивности падающего на него света. Концентрированный раствор $ZnCl_2$, растворяющий клетчатку, используется в производстве пергамента.

Раздел IV
ХИМИЯ f-ЭЛЕМЕНТОВ

Глава 1
f-ЭЛЕМЕНТЫ 5-го ПЕРИОДА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

f-Элементы (как и *d*-элементы) относят к переходным элементам. Они расположены в 5-м (4*f*-элементы) и 6-м (5*f*-элементы) периодах периодической системы. 4*f*-Элементы объединяют в *семейство лантаноидов*, а 5*f*-элементы — в *семейство актиноидов*. *f*-Элементы обычно помещают в III группу — в подгруппу скандия.

§ 1. Семейство лантаноидов

К лантаноидам относятся: церий Ce, празеодим Pr, неодим Nd, прометий Pm, самарий Sm, европий Eu, гадолиний Gd, тербий Tb, диспрозий Dy, гольмий Ho, эрбий Er, тулий Tm, иттербий Yb и лютеций Lu.

Как видно из табл. 57, электронная конфигурация атомов лантаноидов может быть выражена общей формулой $4f^{2-14}5s^25p^65d^{0-1}6s^2$. У них достраивается третий снаружи слой (4*f*-подслой) при одинаковом числе электронов наружного ($6s^2$) и у большинства лантаноидов преднаружного ($5s^25p^6$) слоя. Согласно химическим и спектроскопическим данным при большой энергетической близости 4*f*- и 5*d*-состояний для лантаноидов 4*f*-состояние оказывается все же энергетически более выгодным. Поэтому в их атомах (кроме Gd) 5*d*-электрон в отличие от La переходит в 4*f*-состояние.

По характеру заполнения 4*f*-орбиталей элементы семейства лантаноидов разделяются на подсемейства. Первые семь элементов (Ce—Gd), у которых в соответствии с правилом Хунда 4*f*-орбитали заполняются по одному электрону, объединяются в *подсемейство церия*; семь остальных элементов (Tb—Lu), у которых происходит заполнение 4*f*-орбиталей по второму электрону, объединяются в *подсемейство тербия*:

							La $4f^05d^1$
Подсемейство церия	Ce $4f^2$	Pr $4f^3$	Nd $4f^4$	Pm $4f^5$	Sm $4f^6$	Eu $4f^7$	Gd $4f^75d^1$
Подсемейство тербия	Tb $4f^{7+2}$	Dy $4f^{7+3}$	Ho $4f^{7+4}$	Er $4f^{7+5}$	Tm $4f^{7+6}$	Yb $4f^{7+7}$	Lu $4f^{14}5d^1$

Таблица 57

Некоторые константы лантаноидов

	Элемент	Символ	Порядковый номер	Электронная конфигурация 4f	5s	5p	5d	6s	Металлический радиус атома, нм	Радиус иона Э³⁺, нм	Энергия ионизации Э→Э³⁺, эВ	Степень окисления
	Барий	Ba	56	—	2	6	—	2	0,221	—	5,21	+2
	Лантан	La	57	—	2	6	1	2	0,1877	0,1061	5,61	+3
Подсемейство церия	Церий	Ce	58	2	2	6	—	2	0,1825	0,1034	6,91	+3, +4
	Празеодим	Pr	59	3	2	6	—	2	0,1828	0,1013	6,76	+3, +4
	Неодим	Nd	60	4	2	6	—	2	0,1821	0,0995	6,61	+3
	Прометий	Pm	61	5	2	6	—	2	—	0,0979	—	+3
	Самарий	Sm	62	6	2	6	—	2	0,1802	0,0964	5,6	+3, +2
	Европий	Eu	63	7	2	6	—	2	0,2042	0,0950	5,67	+3, +2
	Гадолиний	Gd	64	7	2	6	1	2	0,1802	0,0938	6,12	+3
Подсемейство тербия	Тербий	Tb	65	9	2	6	—	2	0,1782	0,0923	6,74	+3, +4
	Диспрозий	Dy	66	10	2	6	—	2	0,1773	0,0908	0,82	+3, (+4)
	Гольмий	Ho	67	11	2	6	—	2	0,1766	0,0894	—	+3
	Эрбий	Er	68	12	2	6	—	2	0,1757	0,0881	6,08	+3
	Тулий	Tm	69	13	2	6	—	2	0,1746	0,0899	6,14	+3, (+2)
	Иттербий	Yb	70	14	2	6	—	2	0,1940	0,0858	6,2	+3, +2
	Лютеций	Lu	71	14	2	6	1	2	0,1747	0,0848	6,15	+3
	Гафний	Hf	72	14	2	6	2	2	0,159	—	7	+4

Дополнительный электрон (сверх устойчивой конфигурации f^7 и f^{14}) у Gd и Lu, как и у лантана, находится в 5*d*-состоянии.

При незначительном возбуждении один из 4*f*-электронов (реже два) переходит в 5*d*-состояние. Остальные же 4*f*-электроны, экранированные от внешнего воздействия $5s^25p^6$-электронами, на химические свойства большинства лантаноидов существенного влияния не оказывают. Таким образом, свойства лантаноидов в основном определяют $5d^16s^2$-электроны. Поэтому лантаноиды проявляют большое сходство с *d*-элементами III группы — скандием и его аналогами. Наибольшее сходство с лантаноидами проявляют иттрий и лантан, атомные и ионные радиусы которых близки к таковым у элементов семейства.

Поскольку отличие в структуре атомов элементов семейства проявляется лишь в третьем снаружи слое, мало влияющем на химические свойства элементов, лантаноиды очень сходны друг с другом. Благодаря особой близости свойств часто лантаноиды совместно с лантаном, иттрием, а также скандием объединяют в одно семейство — *семейство редкоземельных элементов* РЭЭ*.

При исключительной близости свойства лантаноидов, однако, все же отличаются; при этом некоторые их свойства в ряду Ce—Lu изменяются монотонно, другие — периодически. Монотонное изменение свойств объясняется *лантаноидным сжатием* — постепенным уменьшением в ряду Ce—Lu атомных и ионных радиусов.

Периодический характер заполнения 4*f*-орбиталей сначала по одному, а затем по два электрона предопределяет *внутреннюю периодичность* в изменении свойств лантаноидов и соединений.

Поскольку у лантаноидов валентными в основном являются $5d^16s^2$-электроны, их устойчивая степень окисления равна +3. Однако элементы, примыкающие к лантану ($4f^0$), гадолинию ($4f^7$) и лютецию ($4f^{14}$) имеют переменные степени окисления. Так, для церия ($4f^26s^2$) наряду со степенью окисления +3 характерна степень окисления +4. Это связано с переходом двух 4*f*-электронов в 5*d*-состояние. По той же причине степень окисления +4 может проявлять и празеодим ($4f^36s^2$) (хотя она и значительно менее характерна, чем для Ce). Европий, имеющий семь 4*f*-электронов ($4f^76s^2$), может, напротив, проявлять степень окисления +2.

Аналогичное соотношение имеет место и для элементов подсемейства тербия. (Правда, вследствие спаривания 4*f*-электронов оно выражено менее отчетливо). Тербий ($4f^96s^2$) и диспрозий ($4f^{10}6s^2$) могут проявлять степень окисления +4, а иттербий ($4f^{14}6s^2$) и тулий ($4f^{13}6s^2$) + 2. Периодический характер изменения степеней окисления виден из следующего сопоставления:

						La
						+3
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
+3, +4	+3, +4, (+5?)	+3	+3	+3, +2	+3, +2	+3
Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
+3, +4	+3, (+4)	+3	+3	+3, (+2)	+3, +2	+3

Различия в свойствах элементов семейства, связанные с лантаноидным сжатием и характером заполнения 4*f*-орбиталей, конечно, невелики. Однако на общем фоне поразительно большого сходства эти различия имеют важное значение, в частности, для отделения лантаноидов друг от друга.

По содержанию в земной коре лантаноиды не уступают таким элементам, как иод, сурьма, медь. Но они очень рассеяны в природе.

---

* Редкоземельные элементы в свою очередь подразделяются на *цериевые* (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu) и *иттриевые* (Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Y) элементы.

Известно, например, более 250 минералов, содержащих лантаноиды. Лантаноиды с четными порядковыми номерами более распространены, чем с нечетными (см. рис. 123).

Лантаноиды с нечетными номерами имеют лишь по одному природному изотопу (за исключением европия и лютеция, имеющих по два изотопа). Лантаноиды с четными номерами имеют по семь изотопов (кроме эрбия и церия, имеющих соответственно шесть и четыре природных изотопа). Для всех РЗЭ получены искусственные радиоактивные изотопы, образующиеся, в частности, в ядерных реакторах.

Элементы семейства встречаются в природе всегда вместе друг с другом, а также с лантаном и иттрием. Наиболее важными минералами для извлечения РЗЭ являются *моноцит* $ЭPO_4$, *бастнезит* $ЭFCO_3$, *лопарит* $(Na, Ca, Э)_2 (Ti, Nb, Ta)_2O_6$ и др.

Прометий — радиоактивный элемент, в земной коре практически не встречается. Он был обнаружен в 1947 г. в продуктах деления ядер урана в атомных реакторах; его получают искусственным путем.

Простые вещества. В виде простых веществ лантаноиды — тугоплавкие серебристо-белые металлы (Pr и Nd слегка желтоватого цвета). Некоторые константы их (и для сравнения лантана) приведены ниже:

	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Пл., г/см³	6,12	6,77	6,77	7,01	—	7,54	5,24	7,89
Т. пл., °С	920	804	935	1024	1080	1072	826	1312
Т. кип., °С	3470	3470	3017	3210	—	1670	1430	2830

	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Пл., г/см³	8,25	8,56	8,78	9,06	9,32	6,95	9,85
Т. пл., °С	1368	1380	1500	1525	1600	824	1675
Т. кип., °С	2480	2330	2380	2390	1720	1320	2680

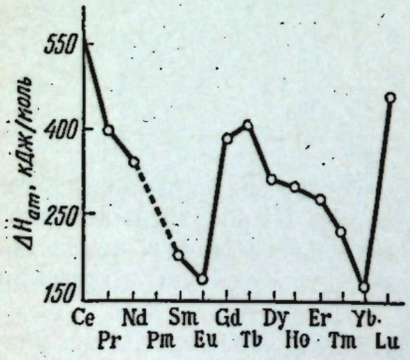


Рис. 248. Зависимость энтальпии атомизации лантаноидов от порядкового номера

Как видно из приведенных данных, от Ce к Lu в изменении плотности, температуры плавления и кипения проявляется внутренняя периодичность. Минимальные значения этих констант приходятся на Eu и Yb. Об этом же свидетельствует рис. 248, на котором показана зависимость энтальпии атомизации (возгонки) лантаноидов от порядкового номера элемента. Низкие значения энтальпии атомизации европия и иттербия, по-видимому, объясняются тем, что вследствие устойчивости несвязывающей конфигурации $4f^7$ и $4f^{14}$ в образовании связей у этих элементов принимают участие лишь два 6s-электрона.

Лантаноиды ковки, имеют относительно невысокую твердость, по электрической проводимости сходны с ртутью.

По химической активности лантаноиды, как и La, уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам. Компактные металлы, правда, довольно устойчивы к сухому воздуху. Во влажном же воздухе они быстро тускнеют. При нагревании (до 200—400° С) лантаноиды воспламеняются на воздухе и сгорают с образованием смеси оксидов и нитридов. Церий в порошкообразном состоянии даже пирофорен, т. е. самовоспламеняется на воздухе при обычных условиях. Пирофорность церия и ряда других лантаноидов, используется для получения пирофорных сплавов — «кремней» зажигалок, трассирующих пуль и др.

Лантаноиды взаимодействуют с галогенами, а при нагревании — с азотом, серой, углеродом, кремнием, фосфором, водородом. С большинством металлов они дают сплавы. При этом часто образуются интерметаллические соединения.

Об активности лантаноидов свидетельствуют также значения их электродных потенциалов:

$$Э^{3+} + 3e^- = Э$$

Элемент	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
E°_{298}, В	—2,48	—2,46	—2,43	—2,42	—2,41	—2,40	—2,40
Элемент	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
E°_{298}, В	—2,39	—2,35	—2,32	—2,30	—2,28	—2,27	—2,25

Находясь в ряду напряжений далеко впереди водорода, лантаноиды окисляются водой, особенно горячей, выделяя водород. Тем более активно они взаимодействуют с кислотами. В HF и H_3PO_4 лантаноиды устойчивы, так как покрываются защитными пленками нерастворимых солей. В щелочах не растворяются.

Вследствие большой близости свойств лантаноидов разделение их — одна из труднейших задач химической технологии. В настоящее время разделяют РЗЭ с помощью ионообменных смол и экстракцией соединений органическими растворителями.

Лантаноиды в металлическом состоянии обычно получают восстановлением с помощью кальция хлоридов или фторидов.

Редкоземельные металлы в последнее время приобрели большое значение. Исключительная способность их соединяться со многими газами используется в вакуумной технике. В металлургии они применяются как легирующие добавки для улучшения механических свойств сплавов. Лантаноиды и их соединения используются в качестве катализаторов в органических и неорганических синтезах, а также в качестве материалов в радио- и электротехнике, в атомной энергетике.

§ 2. Соединения лантаноидов

Соединения Э (III). Для лантаноидов в степени окисления +3 известны многочисленные бинарные соединения ($Э_2O_3$, $ЭHal_3$, $Э_2S_3$, ЭN, $ЭH_3$) и разнообразные соли. Энтальпии и энергии Гиббса образования однотипных соединений лантаноидов близки; например, ΔG_f^0 их кристаллических трихлоридов имеют следующие значения (кДж/моль):

$CeCl_3$	$PrCl_3$	$NdCl_3$	$PmCl_3$	$SmCl_3$	$EuCl_3$	$GdCl_3$	$TbCl_3$
—983	—1020	—963	—882	—863	—803	—928	—803

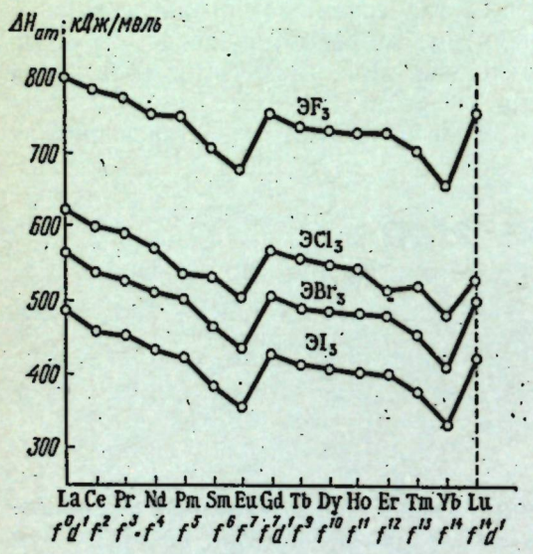


Рис. 249. Зависимость энтальпии атомизации тригалидов лантаноидов от порядкового номера

На рис. 249 показана зависимость энтальпии атомизации тригалидов лантаноидов от их порядкового номера. Низкие значения энтальпии атомизации тригалидов европия ($4f^76s^2$) и иттербия ($4f^{14}6s^2$) указывают на увеличение стабильности электронной конфигурации $4f^{14}$ (полное заполнение 4*f*-уровня) и $4f^7$ (наибольшее число непарных 4*f*-электронов). Это находит квантовомеханическое объяснение. Достаточно высокую энергию связей обеспечивают 6*s*- и 5*d*-электроны. Привлечение же для образования связей глубже расположенных 4*f*-электронов вызывает снижение энтальпии атомизации. Особенно это сказывается в случае наиболее стабильных конфигураций f^7 и f^{14}.

В отличие от *d*-элементов координационные числа *f*-элементов могут превышать 9 и достигать 10—14, что объясняют участием в образовании связей *f*-орбиталей. Некоторые примеры полиэдров, отвечающих структуре комплексов (структурных единиц) лантаноидов (III), приведены на рис. 250. Высокие координационные числа более характерны для атомов *f*-элементов начала семейства, для завершающих семейство элементов наиболее типична октаэдрическая структура комплексов.

Окраска ионов $Э^{3+}$ закономерно изменяется в соответствии с большей или меньшей стабилизацией 4*f*-состояния. Так, ионы с электронной конфигурацией $4f^0$, $4f^7$ и $4f^{14}$, а также $4f^1$ и $4f^{13}$ бесцветны, остальные имеют более или менее интенсивную окраску:

La^{3+}	$(4f^0)$	бесцветный	
Ce^{3+}	$(4f^1)$	«	
Pr^{3+}	$(4f^2)$	зеленый	
Nd^{3+}	$(4f^3)$	красноватый	
Pm^{3+}	$(4f^4)$	розовый, желтый	
Sm^{3+}	$(4f^5)$	желтый	
Eu^{3+}	$(4f^6)$	бледно-розовый	
Gd^{3+}	$(4f^7)$	бесцветный	
Lu^{3+}	$(4f^{14})$		
Yb^{3+}	$(4f^{13})$		
Tm^{3+}	$(4f^{12})$		
Er^{3+}	$(4f^{11})$		
Ho^{3+}	$(4f^{10})$		
Dy^{3+}	$(4f^9)$		
Tb^{3+}	$(4f^8)$		
Gd^{3+}	$(4f^7)$		

Окраска ионов $Э^{3+}$ обусловлена *f*—*f*-переходом. Поскольку 4*f*-электроны эффективно экранированы от внешних воздействий

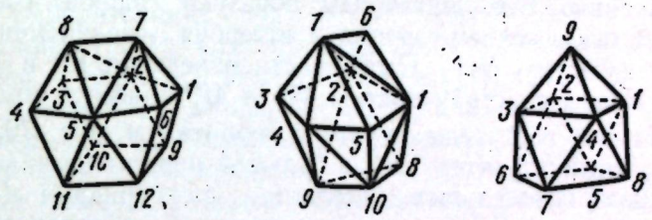


Рис. 250. Некоторые типы полиэдров, отвечающих характерным координационным числам лантаноидов (III)

$5s^2$- и $5p^6$-подслоями, окраска ионов не зависит от природы их координационного окружения.

Оксиды лантаноидов $Э_2O_3$ характеризуются высокими энтальпиями и энергиями Гиббса образования ($\Delta G_f^0 = -1600$ кДж/моль) и тугоплавкостью (т. пл. порядка 2000°С). Оксиды — основные соединения. В воде они практически не растворяются, но взаимодействуют с ней, образуя гидроксиды и выделяя тепло. Оксиды $Э_2O_3$ хорошо растворяются в HCl и HNO_3, но, будучи прокалены, как и Al_2O_3, теряют химическую активность. Со щелочами не взаимодействуют. Окраска оксидов определяется электронной конфигурацией иона $Э^{3+}$ (см. выше).

Гидроксиды $Э(OH)_3$ получают в виде аморфных осадков по обменным реакциям. Согласно с уменьшением радиусов в ряду Ce^{3+}—Lu^{3+} несколько ослабляется основной характер гидроксидов, падает их термическая устойчивость и уменьшается растворимость. Так, произведение растворимости $La(OH)_3$ ПР = $1{,}0\cdot10^{-19}$; $Ce(OH)_3$ и $Pr(OH)_3$ ПР = 10^{-20} и далее уменьшается, достигая у $Lu(OH)_3$ ПР = $2{,}5\cdot10^{-24}$.

Из солей лантаноидов (III) в воде растворимы хлориды $ЭCl_3$, нитраты $Э(NO_3)_3$, сульфаты $Э_2(SO_4)_3$, трудно растворимы фториды $ЭF_3$, карбонаты $Э_2(CO_3)_3$, фосфаты $ЭPO_4$.

Кристаллогидраты лантаноидов (III) имеют переменное количество молекул воды, например $Э(NO_3)_3\cdot6H_2O$, $ЭBr_3\cdot6H_2O$, $Э_2(SO_4)_3\cdot8H_2O$, $Nd(BiO_3)_3\cdot9H_2O$. Окраска аквокомплексов зависит от электронной конфигурации иона $Э^{3+}$.

Для лантаноидов (III) довольно типичны двойные соли, например $3Mg(NO_3)_2 \cdot 2Э(NO_3)_3 \cdot 24H_2O$, $M^{+1}_2Э(NO_3)_5 \cdot 4H_2O$, $3Na_2SO_4 \cdot Э_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$. Ион $[Ce(NO_3)_6]^{3-}$ имеет форму двенадцативершинника (по атомам O), ион $[Ce(NO_3)_5]^{2-}$ — форму десятивершинника, а ион $[Nd(OH_2)_9]^{3+}$ — девятивершинника. Весьма разнообразны комплексы лантаноидов с лигандами хелатного типа.

Для лантаноидов (III) известны различные комплексы с органическими лигандами, которые играют большую роль при разделении РЗЭ.

Гидриды лантаноидов образуются при взаимодействии простых веществ, которое протекает при нагревании (300—400° C), достаточно активно. Все лантаноиды образуют гидриды состава $ЭH_2$, а также, за исключением европия и иттербия, соединения, приближающиеся к составу $ЭH_3$. Особенности поведения Eu и Yb, по-видимому, связаны с устойчивостью $4f^7$- и $4f^{14}$-конфигураций.

Гидриды $ЭH_2$ построены по типу флюорита (см. рис. 70, *а*) и имеют солеобразный характер. Они в большей мере напоминают ионные гидриды щелочноземельных металлов, а с гидридами *d*-элементов имеют мало общего. Водородные соединения лантаноидов — химически весьма активные вещества, очень энергично взаимодействуют с водой, кислородом, галогенами и другими окислителями. Особо реакционноспособны соединения типа $ЭH_3$.

Благодаря высокой температуре плавления оксиды, сульфиды, нитриды и карбиды лантаноидов используются для изготовления огнеупорной керамики. Разнообразно применение соединений лантаноидов в производстве специальных стекол.

Соединения Э (IV). Как уже указывалось, степень окисления +4 характерна для церия и может проявляться у тербия и празеодима. У церия (IV) выделены оксид CeO_2 (светло-желтый), фторид CeF_4 (белый), гидроксид $CeO_2 \cdot nH_2$ (желтый), немногочисленные соли — $Ce(ClO_4)_4$, $Ce(SO_4)_2$. Диоксид CeO_2 образуется при непосредственном взаимодействии простых веществ или при термическом разложении некоторых солей церия (III) в присутствии кислорода. Он тугоплавок (т. пл. 2500° C). Прокаленный CeO_2 химически довольно инертен, не взаимодействует с кислотами и щелочами.

Гидроксид $Ce(OH)_4$ получается по обменной реакции в водном растворе в виде студенистого осадка переменного состава $CeO_2 \cdot nH_2O$. В отличие от $Ce(OH)_3$ он проявляет амфотерные признаки. При растворении $CeO_2 \cdot nH_2O$ в кислотах образуются растворы оранжевого цвета, обусловливаемого окраской аквокомплексов $[Ce(OH_2)_n]^{4+}$. Химия водных растворов Ce(IV) аналогична химии Zr (IV) и Hf (IV). За немногим исключением соли церия (IV) неустойчивы, в воде сильно гидролизуются. Более устойчивы двойные соли церия (IV). Так, из азотнокислого раствора кристаллизуется соль $(NH_4)_2[Ce(NO_3)_6] \cdot 2H_2O$ (оранжево-красного цвета). Ион $[Ce(NO_3)_6]^{2-}$ имеет форму икосаэдра, (Ce^{4+} окружен 12 атомами O), т. е. NO_3^--ион выступает в качестве дидентатного лиганда.

При сплавлении $CeO_2 \cdot nH_2O$ со щелочью, а CeF_4 с KF образуются соответственно оксо- и фтороцераты (IV):

$$2NaOH + CeO_2 = Na_2CeO_3 + H_2O$$

$$2KF + CeF_4 = K_2CeF_6$$

В кислых растворах соединения церия (IV) выступают как довольно сильные окислители ($E^0_{Ce^{4+}/Ce^{3+}} = 1{,}61$ В), например, окисляют концентрированную соляную кислоту:

$$2Ce(OH)_4 + 8HCl = 2CeCl_3 + Cl_2 + 8H_2O$$

Соединения празеодима (IV) и тербия (IV) малостойки, являются сильными окислителями.

Соединения Э (II). Степень окисления +2 наиболее отчетливо проявляется у европия. Производные Eu (II), Sm (II), Yb (II) напоминают соединения элементов подгруппы кальция. Оксиды ЭО и гидроксиды $Э(OH)_2$ — основные соединения. Сульфаты $ЭSO_4$, как и $BaSO_4$, в воде нерастворимы.

Европий часто встречается в составе минералов элементов подгруппы кальция. Минералы же, содержащие РЗЭ в состоянии окисления +3, европием обычно бедны. Этот факт также свидетельствует о достаточной устойчивости у европия степени окисления +2.

Производные лантаноидов (II) являются восстановителями.

Глава 2

f-ЭЛЕМЕНТЫ 6-го ПЕРИОДА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

В семейство актиноидов входят торий Th, протактиний Pa, уран U, нептуний Np, плутоний Pu, америций Am, кюрий Cm, берклий Bk, калифорний Cf, эйнштейний Es, фермий Fm, менделеевий Md, нобелий No и лоуренсий Lr. В табл. 58 приведены основные характеристики атомов и ионов актиноидов и для сравнения даны сведения о радии, актинии и курчатовии.

Уран U, торий Th и протактиний Pa содержатся в земной коре. Остальные актиноиды в природе не встречаются (за исключением ничтожных количеств нептуния и плутония) и были получены в 1940—1961 гг. искусственным путем с помощью ядерных реакций (см. с. 663). Все актиноиды радиоактивны. При этом чем тяжелее ядро, тем более заметной становится роль спонтанного деления ядер. Если период полураспада при спонтанном делении урана составляет примерно 10^{16} лет, то для плутония он равен 10^{10} годам, для кюрия — 10^6 годам, для калифорния — порядка 1 года, для фермия — нескольким часам. Для наиболее устойчивого изотопа нобелия ^{256}No — 1500 с. В настоящее время возможности получения $_{93}Np$ и $_{94}Pu$ исчисляются в килограммах; $_{95}Am$ и $_{96}Cm$ — в десятках граммов, $_{97}Bk$ и $_{98}Cf$ — в миллиграммах, $_{99}Es$ — в микрограммах; остальные актиноиды — лишь в «штуках» атомов. В соответствии с этим

из актиноидов лучше других изучены первые семь элементов семейства. Сведения об остальных элементах получены при изучении в основном поведения их ионов в растворах и по некоторым косвенным данным. Химическое изучение актиноидов существенно затрудняется радиоактивным распадом и радиоактивными излучениями, вызывающими химические изменения в изучаемых системах.

Согласно спектроскопическим, химическим и другим данным в атомах наиболее тяжелых элементов периодической системы 7*s*-, 6*d*-

Таблица 58

Некоторые сведения об актиноидах

Элемент	Символ	Порядковый номер	Электронная конфигурация	Металлический радиус атома, нм	Радиус иона $Э^{3+}$, нм	Степень окисления
Радий	Ra	88	$7s^2$	0,235	—	+2
Актиний	Ac	89	$6d^17s^2$	0,203	0,111	+3
Торий	Th	90	$6d^27s^2$	0,180	0,108	(+3), +4
Протактиний	Pa	91	$5f^26d^17s^2$ или $5f^16d^27s^2$	0,162	0,105	(+3), +4, +5
Уран	U	92	$5f^36d^17s^2$	0,153	0,103	+3, +4, +5, +6
Нептуний	Np	93	$5f^57s^2$	0,150	0,101	+3, +4, +5, +6, +7
Плутоний	Pu	94	$5f^67s^2$	0,162	0,100	+3, +4, +5, +6, +7
Америций	Am	95	$5f^77s^2$	—	0,099	+3, +4, +5, +6, +7
Кюрий	Cm	96	$5f^76d^17s^2$	—	0,098	+3, (+4)
Берклий	Bk	97	$5f^86d^17s^2$ или $5f^97s^2$	—	—	+3, +4
Калифорний	Cf	98	$5f^{10}7s^2$	—	—	+3, (+4)
Эйнштейний	Es	99	$5f^{11}7s^2$	—	—	+3
Фермий	Fm	100	$5f^{12}7s^2$	—	—	+3
Менделеевий	Md	101	$5f^{13}7s^2$	—	—	+3
Нобелий	No	102	$5f^{14}7s^2$	—	—	+3
Лоуренсий	Lr	103	$5f^{14}6d^17s^2$	—	—	+3
Курчатовий	Ku	104	$6d^27s^2$	—	—	+4

и 5*f*-состояния энергетически очень близки друг к другу. Поэтому однозначное определение их электронной конфигурации затруднено. Так, у протактиния, для которого основное состояние можно представить в виде электронной конфигурации [Rn] $5f^26d^17s^2$, это состояние настолько близко к состояниям $6d^37s^2$, $5f^16d^27s^2$ или $5f^37s^2$, что трудно установить однозначно, какое из них лучше передает электронную конфигурацию атома протактиния в невозбужденном (основном) состоянии. Как видно из рис. 251, по мере увеличения порядкового номера элемента энергия связи 5*f*-электронов с ядром атома постепенно увеличивается, а энергия связи 6*d*-электронов понижается. Поэтому становится более выгодным переход 6*d*-электронов в 5*f*-состояние.

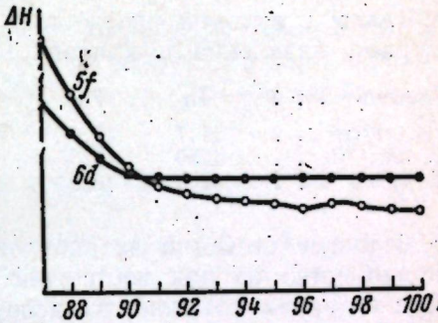


Рис. 251. Энергия связи с ядром 5*f*- и 6*d*-электронов наиболее тяжелых ядер

Вследствие особой близости 6*d*- и 5*f*-состояний элементы подсемейства тория (Th—Cm) выступают как *f*- и как *d*-элементы и проявляют переменные степени окисления (табл. 58). По мере заполнения 5*f*-орбиталей электронные конфигурации атомов стабилизируются и переход 6*d*-электронов в 5*f*-состояние становится все более затрудненным. Поэтому элементы подсемейства берклия (Bk—Lr) ведут себя как типичные *f*-элементы и по свойствам близки к лантаноидам.

По аналогии с лантаноидами первые семь элементов семейства актиноидов можно объединить в *подсемейство тория* (Th—Cm), а остальные семь элементов — в *подсемейство берклия* (Bk—Lr).

В соответствии с вышесказанным в ряду актиноидов наблюдается сначала (от Th до Pu) повышение, а затем (от Pu до Cf) постепенное понижение высшей степени окисления:

Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
+4	+5	+6	+7	+7	+6	+4
Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
+4	+3	+3	+3	+3	+3	+3

Координационные числа актиноидов весьма разнообразны — от 4 до 12.

§ 1. Семейство актиноидов

Торий и уран относятся к рассеянным элементам, а протактиний — к редким. В земной коре содержится тория $7 \cdot 10^{-5}$, урана $2 \cdot 10^{-5}$, а протактиния всего $8 \cdot 10^{-12}$ мол. долей, %. Богатые торием

или ураном минералы встречаются редко. К ним относятся *торит* $ThSiO_4$ и *уранит* UO_{2-3}. Протактиний сопутствует урану.

Простые вещества. В виде простых веществ торий, протактиний, уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий — серебристо-белые металлы с высокой плотностью и относительно высокими температурами плавления и кипения:

Элемент . . .	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
Пл., г/см³ . .	11,7	15,4	19,0	20,4	19,7	11,9	13,5
Т. пл., °С . .	1750	1575	1133	637	640	1200	1340
Т. кип., °С . .	4200	4300	3860	3900	3235	2600	—

Простые вещества актиноидов химически активны. На воздухе большинство из них постепенно окисляется кислородом и азотом. При сгорании металлов в кислороде образуются соединения, соответствующие наиболее устойчивым степеням окисления актиноидов. Например:

$$Th + O_2 = \overset{+4}{Th}O_2$$

$$4Pa + 5O_2 = 2\overset{+5}{Pa_2}O_5$$

$$3U + 4O_2 = U_3O_8\ (\overset{+4}{U}O_2 \cdot 2\overset{+6}{U}O_3)$$

$$Pu + O_2 = \overset{+4}{Pu}O_2$$

При нагревании актиноиды взаимодействуют и с большинством других неметаллов. Получающиеся соединения характеризуются высокими теплотами образования. Торий, уран и другие актиноиды способны поглощать большие количества водорода, образуя гидриды переменного состава — между $ЭH_3$ и $ЭH_4$. С металлами актиноиды образуют сплавы, в составе которых обнаруживаются интерметаллиды. В ряду напряжений актиноиды находятся далеко впереди водорода, поэтому окисляются водой и тем более кислотами. Со щелочами в обычных условиях не взаимодействуют.

Поскольку актиноиды химически высоко активны, их получают электролизом расплавленных соединений, металлотермически, а также термическим разложением соединений при высоком вакууме и высокой температуре. Так, U и Th выделяют электролизом их расплавленных комплексных фторидов (обычно $KЭF_5$); Th, Np, Pu, Am, Cm — восстановлением фторидов парами бария или натрия:

$$NpF_4 + 2Ba = Np + 2BaF_2$$

а Pa — термическим разложением соединений:

$$2PaCl_5 = 2Pa + 5Cl_2$$

Берклий Bk, калифорний Cf, эйнштейний Es, фермий Fm, менделеевий Md, нобелий No и лоуренсий Lr синтезированы пока в столь малых дозах, что в металлическом состоянии в достаточных количествах не выделены. Свойства этих металлов мало изучены, по-видимому, по физическим и химическим свойствам они должны быть сходны с лантаноидами.

Использование актиноидов и их соединений связано в основном с проблемой использования внутриатомной энергии. Торий представляет интерес как легирующая добавка для получения жаропрочных сплавов.

§ 2. Соединения актиноидов

Соединения Э (III). Степень окисления +3 проявляют все актиноиды. Однако для первых элементов семейств (Th—Ru) степень окисления +3 не характерна (особенно для Th и Pa); их немногочисленные соединения устойчивы лишь в твердом состоянии.

Свойства соединений актиноидов (III) (если не учитывать различий в окислительно-восстановительной активности) сходны и с соответствующими соединениями лантаноидов (III). Сходство химического поведения ионов лантаноидов (III) и актиноидов (III) в водных растворах обнаружено, например, при их ионообменном разделении. Сходство кристаллических структур, растворимости, характера гидролиза, состава кристаллогидратов и других свойств обнаружено также у однотипных соединений в твердом состоянии.

Гидроксиды актиноидов $Э(OH)_3$, подобно гидроксидам лантаноидов (III), мало растворимы в воде и проявляют отчетливо выраженные основные свойства. В частности, они легко взаимодействуют с кислотами.

Из соединений рассматриваемых элементов в воде растворимы $Э(NO_3)_3$, $ЭCl_3$, $ЭBr_3$, $ЭI_3$, $Э_2(SO_4)_3$, трудно растворимы $ЭF_3$, $ЭPO_4$ и др.

Соединения Th (III), Pa (III), U (III) и Np (III) — сильные восстановители. Например, они разлагают воду:

$$2UCl_3 + 4H_2O = 2U(OH)_2Cl_2 + H_2 + 2HCl$$

Восстановительная активность производных Pu (III) проявляется менее энергично. Однако в растворах они довольно легко окисляются кислородом воздуха.

Соединения Э (IV). Степень окисления +4 наиболее типична для тория и плутония, а также проявляется у протактиния, урана, нептуния, америция и кюрия.

В химическом отношении актиноиды (IV) сходны друг с другом и с церием (IV), а также с *d*-элементами IV группы (подгруппа титана).

Для актиноидов (IV) известны изоморфные кристаллические оксиды ThO_2 — белого, PaO_2 — коричнево-черного, UO_2 — коричневого, NpO_2 — желтого, AmO_2 — черного цветов. Некоторые из них тугоплавки (температура плавления ThO_2, например, 3050°С,

UO_2 2176° С). $ЭO_2$ в воде практически не растворяются и с ней химически не взаимодействуют; практически не растворяются и в разбавленных кислотах. Со щелочами не взаимодействуют даже при сплавлении.

Гидроксиды $Э(OH)_4$ проявляют довольно слабо выраженные основные свойства. Получают $Э(OH)_4$ по обменным реакциям.

У актиноидов (IV) хорошо растворимы в воде нитраты, умеренно — сульфаты, плохо — фосфаты, карбонаты, иодаты и др. Растворимые соединения сильно гидролизуются.

Кристаллогидраты актиноидов (IV) обычно содержат 4—12 молекул воды, например $Th(NO_3)_4 \cdot 4H_2O$, $Th(NO_3)_4 \cdot 12H_2O$, $Th(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$. Весьма характерны также производные анионных комплексов актиноидов (IV), например $K[Th(NO_3)_5]$, $K_4[Th(SO_4)_4(OH_2)_2]$, $K_2ЭF_6$.

Из тетрагалидов $ЭHal_4$ тетрафториды известны для всех актиноидов подсемейства тория. Они довольно тугоплавки, труднорастворимы в воде. Тетрахлориды получены для Th, Pa, U, Np; тетрабромиды и тетраиодиды известны лишь для Th, U и Np.

Соединения актиноидов (IV) имеют сложную структуру. Их координационные числа большие (6—12).

Производные Am(IV) и Cm(IV) — сильные окислители. Они, например, окисляют концентрированную соляную кислоту:

$$2AmO_2 + 8HCl = 2AmCl_3 + Cl_2 + 4H_2O$$

Для восстановления соединений U(IV) и Np(IV) требуются сильные восстановители, например водород в момент выделения. Наоборот, перевести U(IV) и Np(IV) в более высокую степень окисления довольно легко даже такими окислителями, как I_2, Fe^{3+}, HNO_3:

$$3UO_2 + 8HNO_3 = 3UO_2(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$2Np(NO_3)_4 + I_2 + 4H_2O = 2NpO_2NO_3 + 6HNO_3 + 2HI$$

Соединения Э (V). Состояние окисления +5 наиболее устойчиво для протактиния и нептуния, реже проявляется у плутония. Актиноиды (V) ведут себя, как *d*-элементы, и обнаруживают сходство с элементами подгруппы ванадия. В отличие от последних однотипные соединения актиноидов (V) в большей степени проявляют основные свойства.

Так, Pa_2O_5 кислотных признаков практически не проявляет даже при сплавлении с содой. Напротив, Pa_2O_5 заметно растворяется в горячей серной кислоте:

$$Pa_2O_5 + H_2SO_4 = (PaO_2)_2SO_4 + H_2O$$

То же самое можно сказать и о гидроксиде протактиния (V) среднего состава $HPaO_3$. Этот гидроксид в воде не растворяется, по химической природе является слабым основанием типа $PaO_2(OH)$ с некоторыми кислотными признаками. Так, он относительно легко взаимодействует с кислотами, образуя производные радикала PaO_2^+, называемого *протактинилом*:

$$PaO_2(OH) + HCl = PaO_2Cl + H_2O$$

Кислотные же признаки $HPaO_3$ выражены в столь малой степени, что даже при сплавлении со щелочами устойчивых *протактинатов* (V) получить не удается.

Аналогично ведут себя оксиды и гидроксиды урана (V), нептуния (V) и плутония (V). Для указанных элементов наиболее устойчивы в водных растворах производные сложных катионов типа $ЭO_2^+$, например UO_2Cl, NpO_2F, PuO_2Cl.

Из других производных актиноидов (V) выделены в свободном состоянии фториды PaF_5, UF_5, NpF_5; хлориды $PaCl_5$, UCl_5; бромид $PaBr_5$ и некоторые другие. Все эти соединения летучи, в водных растворах гидролизуются почти нацело:

$$PaCl_5 + 3H_2O = HPaO_3 + 5HCl$$

Из производных анионных комплексов актиноидов (V) можно назвать комплексные фториды типа $M[ЭF_6]$, по устойчивости напоминающие двойные соли.

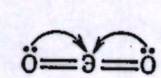
Соединения Am(V) и Pu(V) малочисленны и проявляют окислительные свойства:

$$2AmO_2F + 2H_2O_2 + 3H_2SO_4 = Am_2(SO_4)_3 + 2O_2 + 2HF + 4H_2O$$

Соединения Э (VI). Степень окисления +6 наиболее характерна для урана и может проявляться у нептуния, плутония и реже у америция. При этой степени окисления актиноиды напоминают *d*-элементы VI группы (подгруппа хрома).

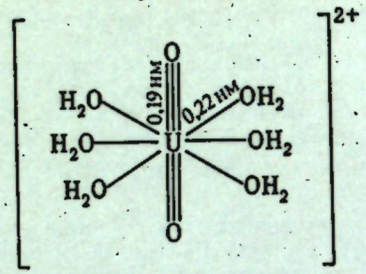
Во многих соединениях урана и других актиноидов, находящихся в высшей степени окисления Э (V) и Э (VI), имеются атомные группировки $ЭO_2^+$ и $ЭO_2^{2+}$, сохраняющиеся без изменения при разнообразных химических реакциях. Эти группировки называют *актинильными*: UO_2^{2+} — *уранил*, NpO_2^{2+} — *нептунил*, PaO_2^+ — *протактинил* и т. д.

Особая устойчивость таких группировок объясняется тем, что между атомами актиноида и кислорода осуществляется тройная связь. Две из связей образуются за счет двух непарных электронов атома актиноида и двух непарных электронов атома кислорода, третья связь образуется за счет неподеленной электронной пары атома кислорода и свободной орбитали атома актиноида:

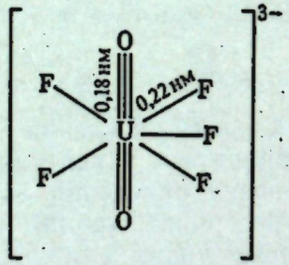


Актинильная группировка атомов входит в состав как катионных, так и анионных комплексов, имеющих форму бипирамиды (гекса-, пента- и тетрагональной). На вертикальной оси бипирамиды расположена группировка ОЭО с короткими расстояниями $d_{ЭO}$, а расстояния между атомами актиноида и другими атомами в экваториальной плоскости более длинные. Поэтому такие комплексы можно трактовать как содержащие группировку $ЭO_2$ с прочными связями ЭО, к которой присоединены за счет более слабого взаимодействия другие атомы или их группировки. Так, например, $UO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ (желтые кристаллы) имеет островную структуру, состоит из ионов $UO_2(OH_2)_6^{2+}$ и NO_3^-.

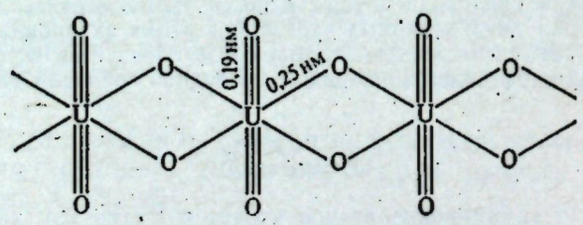
Комплекс $UO_2(OH_2)_6^{2+}$ имеет структуру гексагональной бипирамиды с атомом урана в центре:



Структура $K_3[UO_2F_5]$ — островного типа, состоит из ионов K^+ и $UO_2F_5^{3-}$. Последний представляет собой пентагональную бипирамиду с атомом урана в центре. Атомы кислорода расположены на вертикальной (пятерной) оси бипирамиды:



Аналогичным образом построены и многие другие соединения актиноидов высших степеней окисления. Так, структурной единицей UO_2F_2 является гексагональная бипирамида UO_2F_6, образующая плоские полимерные слои состава UO_2F_2, в которых атомы кислорода расположены над и под слоями. Кристаллы $MgUO_4$ состоят из сплющенных октаэдров UO_6, объединенных за счет общих ребер в цепи состава $[(UO_2)O_2]^{2-}$



между которыми находятся ионы Mg^{2+}.

У гидроксидов состава $H_2ЭO_4$ основные свойства преобладают над кислотными, и по химическому поведению их можно рассматривать как основания типа $ЭO_2(OH)_2$. Эти гидроксиды довольно легко взаимодействуют с кислотами, образуя производные актинильных

катионов $ЭO_2^{2+}$, например:

$$ЭO_2(OH)_2 + 2HNO_3 = ЭO_2(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Такого же типа производные образуются при взаимодействии UO_3 с кислотами:

$$UO_3 + 2HCl = UO_2Cl_2 + H_2O$$

Большинство производных $ЭO_2^{2+}$ хорошо кристаллизуются и легко растворяются в воде, являются солями и солеподобными соединениями. Уместно вспомнить, что для CrO_2^{2+}, MoO_2^{2+} и WO_2^{2+} известны лишь кислотные CrO_2Hal_2 или напоминающие их MoO_2Hal_2 и WO_2Hal_2. Гидролиз производных $ЭO_2^{2+}$ обратим:

$$UO_2(NO_3)_2 + 2H_2O \rightleftarrows UO_2(OH)_2 + 2HNO_3$$

Нитрат уранила $UO_2(NO_3)_2$ — наиболее распространенный в химической практике препарат урана.

Кислотные признаки $H_2ЭO_4$ проявляют лишь при сплавлении со щелочами:

$$H_2ЭO_4 + 2KOH = K_2ЭO_4 + 2H_2O$$

Получаемые при этом уранаты (VI), нептунаты (VI), плутонаты (VI) малостойки и водой разрушаются.

В ряду U—Np—Pu—Am устойчивость производных Э (VI) понижается. Так, для урана получен устойчивый оксид UO_3 (оранжевого цвета), для нептуния — лишь смешанный оксид Np_3O_8 — нептунат (VI) нептуния (IV) $Np(NpO_4)_2$, а оксид плутония (VI) не получен вообще. Таким же образом падает устойчивость и фторидов. UF_6 и NpF_6 — более или менее устойчивые летучие вещества, а PuF_6 неустойчив. Из других галидов относительно стоек лишь UCl_6, а хлориды Np(VI) и Pu (VI) не получены. Бромиды и иодиды не получены даже для U (VI).

Производные Np (VI), особенно Pu (VI) и Am (VI),— сильные окислители:

$$2NpO_2Cl_2 + SnCl_2 = 2NpO_2Cl + SnCl_4$$

Соединения Э (VII). При действии активных окислителей (O_3, ClO^-, BrO^-) на сильнощелочные растворы оксонептунатов (VI) и оксоплутонатов (VI) образуются соединения нептуния (VII) и плутония (VII), например:

$$2NpO_4^{2-} + O_3 + 2OH^- = 2NpO_5^{3-} + O_2 + H_2O$$

Из этих растворов можно выделить оксонептунаты (VII) и оксоплутонаты (VII) типа $Ba_3(NpO_5)_2 \cdot nH_2O$ и $Ba_3(PuO_5)_2 \cdot nH_2O$, $[Co(NH_3)_6]NpO_5 \cdot 3H_2O$ и др. Производные NpO_5^{3-} имеют темно-

зеленую, а PuO_5^{3-} — коричнево-черную окраску. Получен также гидроксид состава $NpO_2(OH)_3$ — буровато-черный осадок. Обладает амфотерными свойствами. Легко растворяется в щелочах, давая зеленые растворы (анион NpO_5^{3-}), и в кислотах, образуя желто-коричневые растворы, в которых обнаруживаются ионы NpO_2^{3+}. Однако в кислых растворах соединения Np (VII) быстро переходят в соединения Np (VI). Получены соединения Am (VII). Степень окисления +7 у актиноидов впервые обнаружили советские ученые (Н. Н. Крот, А. Д. Гельман и др.).

Производные нептуния (VII) и в особенности плутония (VII) и америция (VII) проявляют сильные окислительные свойства. Имеются сообщения о получении производных Np(VIII) и Ru(VIII).

Раздел V
ПРЕВРАЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Глава 1
ЯВЛЕНИЕ РАДИОАКТИВНОСТИ

Первым шагом в научном решении проблемы превращения элементов было открытие А. Беккерелем в 1896 г. радиоактивности урана. Два года спустя Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри обнаружили радиоактивность у тория и открыли два новых радиоактивных элемента — полоний и радий. Объяснение радиоактивности как следствия расщепления ядер (Резерфорд, Содди, 1903) показало, что химические элементы не являются вечными и неизменными, а могут превращаться друг в друга. С этого момента получила твердые научные основы и задача искусственного превращения элементов. Закономерности превращения ядер химических элементов изучает *ядерная химия*.

Продолжительность жизни атомов определяется строением их ядер и характеризуется *периодом полураспада* $T_{1/2}$, т. е. временем, в течение которого распадается п о л о в и н а всего наличного числа ядер данного элемента. Величина периода полураспада изменяется в очень широком диапазоне — от нескольких тысячных долей секунды до многих тысяч миллионов лет. Большинство изотопов имеет период полураспада от 30 с до 10 дней. Очевидно, что в земных условиях можно встретить элемент только в том случае, если он «пережил» те 4,5—5 млрд. лет, которые существует наша планета, или его запасы постоянно пополняются за счет соответствующих ядерных превращений.

§ 1. Ядерный распад

Наиболее часто происходит *бета-распад* ядер, т. е. ядро испускает электрон (β^--частицу) за счет превращения одного нейтрона ядра в протон по схеме

$$n \rightarrow p + \beta^- + \tilde{\nu}.$$

Часть энергии, выделяющейся при β^--распаде, уносит с собой антинейтрино $\tilde{\nu}$. *Нейтрино* ν и *антинейтрино* $\tilde{\nu}$ — элементарные частицы, лишенные заряда и отличающиеся друг от друга спином.

Нетрудно догадаться, что при β^--распаде заряд ядра увеличивается

на единицу, массовое же число не изменяется, т. е. образуется изотоп элемента с порядковым номером на единицу большим, чем у исходного. Так, при β^--распаде изотопа тория-234 образуется изотоп протактиния-234, а при β^--распаде висмута-210 возникает полоний-210:

$$^{234}_{90}\mathrm{Th} = {}^{234}_{91}\mathrm{Pa} + \beta^- + \tilde{\nu}$$

$$^{210}_{83}\mathrm{Bi} = {}^{210}_{84}\mathrm{Po} + \beta^- + \tilde{\nu}$$

Для ядер, у которых число нейтронов меньше числа протонов, характерен *позитронный распад*, т. е. распад с выделением позитрона (β^+-частицы). *Позитрон* — элементарная частица с элементарным положительным зарядом и массой электрона. β-Распад является следствием превращения одного протона в нейтрон:

$$p \to n + \beta^+ + \nu$$

При позитронном распаде заряд ядра уменьшается на единицу, а массовое число (как и при β^--распаде) не изменяется. Примером β^+-распада является превращение легкого изотопа углерода-11 в изотоп бора-11:

$$^{11}_{6}\mathrm{C} \to {}^{11}_{5}\mathrm{B} + \beta^+ + \nu .$$

К такому же изменению ядра, как при β^+-распаде, приводит *электронный захват*. Это явление состоит в том, что электрон, находящийся на одном из ближайших к ядру подслоев, захватывается ядром. При этом один из протонов ядра превращается в нейтрон:

$$p + e^- \to n$$

например:

$$^{40}_{19}\mathrm{K} + e^- \to {}^{40}_{18}\mathrm{Ar} + \gamma$$

Наибольшие изменения исходного ядра наблюдаются при *альфа-распаде*. Выделение ядром α-частицы (ядра гелия-4) приводит к образованию изотопа элемента с зарядом ядра на две единицы меньше исходного. Массовое число при этом уменьшается на четыре единицы. α-Распад наиболее характерен для тяжелых элементов, например для изотопа урана-234:

$$^{234}_{92}\mathrm{U} \to {}^{230}_{90}\mathrm{Th} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

Рассмотренные типы радиоактивного превращения ядер часто сопровождаются *γ-излучением*, связанным в основном с переходом образовавшегося ядра из возбужденного в основное (нормальное) состояние.

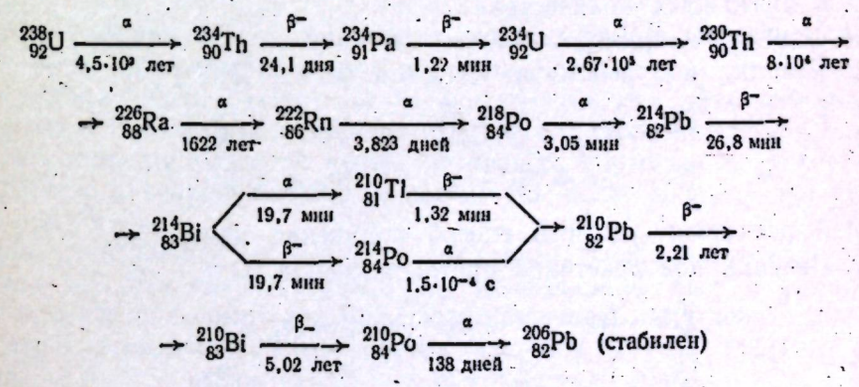
Для тяжелых элементов наряду с α- и β-распадом возможно *самопроизвольное* (*спонтанное*) *деление ядра* на две части. Это явление впервые было обнаружено для ^{238}U. Оно характерно для трансурановых элементов.

§ 2. Радиоактивные ряды

Все элементы, расположенные в периодической системе после висмута, радиоактивны. Из них только у ядра тория—232 ($T_{1/2} = 1{,}4 \cdot 10^{10}$ лет), урана-235 ($T_{1/2} = 7 \cdot 10^{8}$ лет) и урана-238 ($T_{1/2} = 4{,}5 \cdot 10^{9}$ лет) продолжительность жизни достаточно высока, чтобы они могли сохраниться на Земле в течение прошедших 4,5—5 млрд. лет ее существования. Другие элементы, расположенные в периодической системе после висмута, постоянно образуются за счет естественного радиоактивного распада ядер ^{232}Th, ^{235}U и ^{238}U.

Изотопы ^{232}Th, ^{238}U и ^{235}U (называемого еще *актиноураном*) являются родоначальниками природных радиоактивных рядов тяжелых элементов, получивших название соответственно *ряда тория*, *ряда урана* и *ряда актиния*. α- и β-Превращения в этих рядах заканчиваются образованием трех устойчивых изотопов свинца ^{208}Pb, ^{207}Pb и ^{206}Pb (с магическим числом протонов 82). Поскольку в этих рядах происходит только α- или β-превращение, то массовые числа внутри каждого ряда или меняются сразу на 4 единицы, или вообще не меняются. Поэтому в ряду тория встречаются ядра только с массовыми числами $A = 4n$, в ряду урана — с $A = 4n + 2$, в ряду актиния — с $A = 4n + 3$ (где n — целые числа от 51 до 59). Ряд распада с массовыми числами ядер $A = 4n + 1$ на Земле не обнаружен.

Ниже приведен последовательный ряд превращений в ряду урана ($A = 4n + 2$):



Родоначальником радиоактивного ряда $A = 4n + 1$ является изотоп нептуния-237. Этот ряд состоит из радиоактивных ядер (в том числе Fr и At), период полураспада которых не превышает $1{,}6 \cdot 10^5$ лет, а потому они на Земле не встречаются. Конечный продукт распада ряда — нерадиоактивный изотоп висмута $^{209}_{83}$Bi (магическое число нейтронов 126).

В настоящее время радиоактивные изотопы могут быть получены для любых химических элементов периодической системы за счет соответствующих ядерных реакций. Явление искусственной радиоактивности открыто в 1934 г. Ирен и Фредериком Жолио-Кюри.

Глава 2
ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

Под ядерными реакциями понимается взаимодействие соответствующих частиц (нейтронов, протонов, дейтронов, α-частиц и других атомных ядер) с ядрами химических элементов. Наиболее простые ядерные реакции характеризуются следующим механизмом. Одна из бомбардирующих частиц захватывается ядром-мишенью и образуется промежуточное составное ядро с очень короткой продолжительностью жизни ($\sim 10^{-7}$ с). Последнее испускает элементарную частицу или легкое ядро и превращается в новое ядро.

Первое искусственное ядерное превращение было осуществлено в 1919 г. Резерфордом. Ему удалось при облучении α-частицами превратить азот в кислород. Промежуточное составное ядро в этой реакции — изотоп фтора $^{18}_{9}F$:

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow \left(^{18}_{9}F\right) \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H \quad \text{или} \quad ^{14}_{7}N\,(\alpha,\ p)^{17}_{8}O^{*}$$

Понятно, что для преодоления кулоновских сил отталкивания ядра бомбардирующие частицы должны обладать большой энергией. В последние десятилетия экспериментальная физика решила задачу получения с помощью различного рода ускорителей частиц с энергией порядка нескольких миллиардов электронвольт ($\sim$ 10 БэВ). Такие частицы раньше наблюдались только в космических лучах и то в ничтожных количествах.

Ниже приведены примеры ядерных реакций

1. Реакции под действием α-частиц (ионов $^{4}_{2}He^{2+}$)

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H \qquad ^{14}_{7}N\,(\alpha,\ p)^{17}_{8}O$$

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n \qquad ^{9}_{4}Be\,(\alpha,\ n)^{12}_{6}C$$

Вторая реакция — удобный способ получения нейтронов.

2. Реакции под действием протонов (ионов $^{1}_{1}H^{+}$)

$$^{21}_{10}Ne + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{18}_{9}F + ^{4}_{2}He \qquad ^{21}_{10}Ne\,(p,\ \alpha)^{18}_{9}F$$

$$^{63}_{29}Cu + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{63}_{30}Zn + ^{1}_{0}n \qquad ^{63}_{29}Cu\,(p,\ n)^{63}_{30}Zn$$

3. Реакции под действием дейтронов (ионов $^{2}_{1}H^{+}$)

$$^{24}_{12}Mg + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{22}_{11}Na + ^{4}_{2}He \qquad ^{24}_{12}Mg\,(d,\ \alpha)^{22}_{11}Na$$

$$^{41}_{19}K + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{42}_{19}K + ^{1}_{1}H \qquad ^{41}_{19}K\,(d,\ p)^{49}_{19}K$$

* Принята следующая сокращенная запись ядерных реакций: в скобках сначала указывают бомбардирующую частицу, затем частицу, получаемую в результате реакции; слева от скобок ставят символ исходного ядра с соответствующими индексами, справа — символ получаемого ядра и его индексы.

4. Реакции под действием нейтронов

$$^{10}_{5}B + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{7}_{3}Li + ^{4}_{2}He \qquad ^{10}_{5}B\,(n,\ \alpha)^{7}_{3}Li$$

$$^{59}_{27}Co + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{60}_{27}Co + \gamma \qquad ^{59}_{27}Co\,(n,\ \gamma)^{60}_{27}Co$$

5. Реакции под действием фотонов (γ-лучей)

$$^{63}_{29}Cu + \gamma \rightarrow ^{62}_{29}Cu + ^{1}_{0}n \qquad ^{63}_{29}Cu\,(\gamma,\ n)^{62}_{29}Cu$$

$$^{27}_{13}Al + \gamma \rightarrow ^{26}_{12}Mg + ^{1}_{1}H \qquad ^{27}_{13}Al\,(\gamma,\ p)^{26}_{12}Mg$$

Решающую роль в развитии ядерной химии сыграло открытие в 1939 г. процесса деления ядер урана тепловыми нейтронами:

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{92}_{36}Kr + ^{141}_{56}Ba + 2^{1}_{0}n$$

В реакциях деления ядро расщепляется на два новых сильно радиоактивных ядра с неодинаковыми массами. Реакция деления ядра сопровождается выделением огромного количества энергии. При протекании, например, рассматриваемой реакции выделяется около 200 МэВ (за счет деления ядра $\sim$165 МэВ и за счет радиоактивного распада продуктов $\sim$35 МэВ). Энергия в 200 МэВ эквивалентна $19{,}2 \cdot 10^{9}$ кДж/моль, или $8{,}4 \cdot 10^{10}$ кДж/кг ^{235}U. Это эквивалентно теплоте реакции сжигания 2 млн. кг высококалорийного каменного угля.

При реакции деления на один затраченный нейтрон образуется 2—3 новых нейтрона, которые в свою очередь могут порождать реакцию деления ядер. Таким образом, может произойти лавинообразное увеличение числа расщепляемых ядер, т. е. цепная реакция. Если не регулировать развитие цепей, то процесс протекает практически мгновенно и сопровождается взрывом. На этом основано действие атомной бомбы.

На управляемых реакциях деления ядер (урана, плутония) основано действие ядерных реакторов. Расщепление ядер в атомных реакторах используется для производства энергии, получения трансурановых элементов, радиоактивных изотопов других элементов и и др.

Важным видом ядерных реакций являются термоядерные реакции. Это реакции слияния (синтеза) атомных ядер в более сложные. В качестве примера термоядерной реакции можно привести суммарное уравнение синтеза ядер гелия из ядер водорода (протонов):

$$4^{1}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + 2\beta^{+}$$

Термоядерные реакции сопровождаются выделением колоссального количества энергии (см. с. 9). Так, в результате приведенной реакции синтеза гелия из водорода должна выделиться огромная энергия, равная 6,87 МэВ, или 644 млн. кДж, на 1 г водорода. Она в

3 млн. раз больше, чем энергия, выделяемая при сжигании водорода, и в 15 млн. раз больше энергии, получаемой при сжигании высококалорийного каменного угля.

Термоядерные реакции могут протекать лишь при очень высоких температурах (сверх миллиона градусов). Высокая энергия сталкивающимся частицам может быть сообщена в результате сильного разогрева в недрах звезд, при атомном взрыве или в мощном газовом разряде. До настоящего времени практически осуществлены лишь неуправляемые термоядерные реакции при термоядерных взрывах (водородная бомба). Схема реакций в термоядерной (водородной) бомбе:

$$^{6}_{3}\mathrm{Li} + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{3}_{1}\mathrm{H}$$

$$^{3}_{1}\mathrm{H} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{1}_{0}n$$

$$^{2}_{1}\mathrm{H} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{3}_{1}\mathrm{H} + {}^{1}_{1}\mathrm{H}$$

$$^{2}_{1}\mathrm{H} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{3}_{2}\mathrm{He} + {}^{1}_{0}n$$

Необходимые для протекания этих реакций температура ($\sim 10^7$ К) и нейтроны создаются взрывом атомного «запала» — цепной реакцией расщепления ядер ^{235}U или ^{239}Pu. Количество энергии, высвобождающееся при взрыве мощной термоядерной (водородной) бомбы, превышает недельную выработку электроэнергии во всем мире и сравнимо с энергией землетрясений и ураганов.

В настоящее время ученые работают над проблемой осуществления управляемых термоядерных реакций. Решение этой проблемы позволит человечеству использовать неисчерпаемые запасы внутриядерной энергии.

Изучение закономерностей ядерных превращений имеет решающее значение для установления свойств ядер, природы ядерных сил и создания теории строения ядра. Изучение ядерных реакций имеет и большую практическую ценность. Это прежде всего использование ядерной энергии в практических целях, искусственное получение новых химических элементов, разнообразных радиоактивных изотопов и пр. Развитие техники ускорения частиц впервые позволило воссоздавать в лаборатории процессы, приближающиеся к происходящим в земной коре и космическом пространстве, что дает возможность представить генезис химических элементов в природе.

§ 1. Синтез элементов

В 1869 г., когда Д. И. Менделеевым был открыт периодический закон, было известно всего 63 элемента. На основании периодического закона Д. И. Менделеев предсказал существование 12 новых элементов, причем для трех из них (Ga, Ge, Sc) точно описал физические и химические свойства. В течение полувека (1875—1925) были

обнаружены в природе почти все элементы, расположенные в таблице Менделеева до урана. Путеводной нитью для поиска и установления химической природы элементов явился периодический закон и метод предсказания, использованный Д. И. Менделеевым.

С 1925 г. оставались не открытыми только элементы с атомными номерами 43, 61, 85 и 87, которые, как оказалось, не образуют устойчивых изотопов. Первым элементом, полученным синтетическим путем, был технеций Tc — 43-й элемент, который заполнил пустовавшую до 1937 г. клетку в периодической системе между молибденом и рутением. Технеций впервые был получен при облучении молибдена дейтронами:

$$^{98}_{42}\mathrm{Mo} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{92}_{43}\mathrm{Tc} + {}^{1}_{0}n \text{ или } {}^{98}_{42}\mathrm{Mo}\,(d,\ n)^{99}_{43}\mathrm{Tc}$$

В 1940 г. получен 85-й элемент астат At облучением висмута α-частицами:

$$^{209}_{83}\mathrm{Bi} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{211}_{85}\mathrm{At} + 2{}^{1}_{0}n \text{ или } {}^{209}_{83}\mathrm{Bi}\,(\alpha,\ 2n)^{211}_{85}\mathrm{At}$$

Элементы 61 (прометий Pm) и 87 (франций Fr) были обнаружены в продуктах ядерного распада урана.

Для синтеза трансурановых элементов используются реакции, в которых участвуют нейтроны, дейтроны, α-частицы с энергией порядка 30—40 МэВ и многозарядные ионы ($^{10}B^{3+}$, $^{12}C^{4+}$, $^{14}N^{5+}$, $^{16}O^{6+}$, $^{22}Ne^{10+}$) с энергией до 130 МэВ.

Успехи по синтезу и изучению трансурановых элементов в основном связаны с работой американских ученых Калифорнийского университета (г. Беркли) под руководством Г. Сиборга и ученых социалистических стран Объединенного института ядерных исследований (г. Дубна) под руководством Г. Н. Флерова.

При длительном облучении в ядерном реакторе урана-238 ($Z = 92$) потоком нейтронов можно получить изотопы всех трансурановых элементов, вплоть до фермия Fm ($Z = 100$). Вначале образуется изотоп урана-239, который за счет β^--распада превращается в изотоп нептуния-239 ($Z = 93$). Последний таким же образом переходит в изотоп плутония-239 ($Z = 94$):

$$^{238}_{92}\mathrm{U}\,(n,\ \gamma)^{239}_{92}\mathrm{U} \xrightarrow{-\beta^-} {}^{239}_{93}\mathrm{Np} \xrightarrow{-\beta^-} {}^{239}_{94}\mathrm{Pu}$$

Изотопы плутония в свою очередь могут поглощать нейтроны и цепь (n, γ)-реакций и β^--распадов может продолжаться вплоть до образования фермия Fm ($Z = 100$):

$$^{239}_{94}\mathrm{Pu}\,(4n,\ 4\gamma)^{243}_{94}\mathrm{Pu} \xrightarrow{-\beta^-} {}^{243}_{95}\mathrm{Am}\,(n,\ \gamma)^{244}_{95}\mathrm{Am} \xrightarrow{-\beta^-} {}^{244}_{96}\mathrm{Cm} \rightarrow \cdots \rightarrow$$

$$\rightarrow {}^{255}_{99}\mathrm{Es} \xrightarrow{-\beta^-} {}^{255}_{100}\mathrm{Fm}\,(n,\ \gamma)^{256}_{100}\mathrm{Fm} \rightarrow \text{спонтанное деление}$$

Наиболее тяжелые искусственные элементы могут быть получены

в реакциях с участием α-частиц и многозарядных ионов в мощных ускорителях, например:

$$^{238}_{92}U\,(^{14}N,\ 6n)^{246}_{96}Es$$

$$^{238}_{92}U\,(^{16}O,\ 4n)^{250}_{100}Fm$$

$$^{253}_{99}Es\,(\alpha,\ n)^{256}_{101}Md$$

В 1964 г. группой ученых под руководством Г. Н. Флерова был получен изотоп 104-го элемента при облучении в мощном ускорителе плутония-242 ($Z = 94$) ядрами неона-22 ($Z = 10$):

$$^{242}_{94}Pu + ^{22}_{10}Ne \rightarrow ^{260}_{104}Ku + 4n$$

Новый элемент предложено назвать курчатовием в честь выдающегося советского ученого И. В. Курчатова.

В 1967 г. в Дубне были синтезированы первые ядра 105-го элемента бомбардировкой америция-243 ($Z = 95$) ядрами неона-22 ($Z = 10$) с энергией порядка 120 МэВ:

$$^{243}_{95}Am + ^{22}_{10}Ne \rightarrow {}^{260}105\,(^{261}105) + 5^1_0n\ (4^1_0n)$$

При бомбардировке изотопов свинца ионами хрома-54 и марганца-55 были синтезированы 106-й и 107-й элементы.

§ 2. Перспективы синтеза новых элементов

Период полураспада трансурановых элементов быстро уменьшается с ростом заряда ядра. Так, для наиболее устойчивого изотопа Pu период полураспада составляет 70 млн. лет, Bk — 7000 лет, Es — 2 года, Md — 80 дней. Для изотопов Ku период полураспада оценивается в 70—0,1 с, для 105-го элемента 40 — 1,5 с.

Казалось бы, элементы с последующими порядковыми номерами должны иметь еще более короткие периоды полураспада и таким образом нижняя граница периодической системы оборвется где-то в районе 106-го—108-го элементов. Однако имеются весьма веские теоретические основания считать, что среди сверхтяжелых элементов повышенной устойчивостью должны обладать ядра с замкнутыми нуклонными слоями, с отвечающими «магическим» числами протонов $Z = 114$ и 126 и нейтронов $N = 184$. Так, согласно расчетам для ядер с дважды магическими числами: $^{298}_{114}$Э (114 p, 184 n) и $^{310}_{126}$Э(126p, 184n) период полураспада должен составлять 10^6—10^7 лет. В таком случае логично исследовать возможности практического осуществления синтеза элементов с порядковыми номерами около 114, а также проводить поиски элементов 110 и 114 в природе.

Возможны два пути синтеза элементов 114 и 126. Первый путь — использование реакций слияния с тяжелыми ионами, например:

$$^{94}Pu + {}^{20}Ca \rightarrow (114) + xn$$

$$^{90}Th + {}^{36}Kr \rightarrow (126) + xn$$

Другой путь — это осуществление слияния ядер урана с ядрами урана с получением составных ядер, распад которых на осколки должен дать ядра трансурановых элементов.

Развитие физики и химии трансурановых элементов непосредственно основывается на периодическом законе Д. И. Менделеева. В свою очередь исследования в области трансурановых элементов не только углубляют сведения о строении и свойствах атомных ядер, но также расширяют наши представления о структуре периодической системы. Несмотря на огромные достижения науки за прошедшее столетие, система Д. И. Менделеева в принципах построения не претерпела сколько-нибудь заметных изменений, развитие представлений о периодической системе по сути дела коснулось лишь расширения ее нижней границы.

§ 3. Ядерные реакции в природе

Изучение закономерностей ядерных реакций и радиоактивного распада позволяет ставить вопрос о создании теории происхождения химических элементов и их распространенности в природе. Как показывают современные данные ядерной физики и астрофизики, синтез и превращение элементов происходят на всех стадиях эволюции звезд как закономерный процесс их развития.

Образование ядер с усложнением их состава может происходить в природе либо путем слияния заряженных частиц (элементарных частиц или атомных ядер) друг с другом, либо прохождением реакций за счет поглощения нейтронов. Условия, необходимые для этих процессов, создаются либо в недрах звезд различных типов, где заряженные частицы ускоряются при высоких температурах (порядка сотен миллионов градусов), либо в звездных атмосферах, где частицы ускоряются мощными электромагнитными полями.

При 10—20 млн. градусов в звездах протекают реакции превращения водорода в гелий по следующей суммарной схеме реакции:

$$4^1_1H \rightarrow {}^4_2He + 2\beta^+$$

Эта реакция — основной источник огромной энергии, поддерживающей Солнце и большинство звезд в раскаленном состоянии.

В звездах другого типа и возраста при температурах выше 150 млн. градусов протекают термоядерные реакции гелия с образованием устойчивых изотопов углерода, кислорода, неона, магния, серы, аргона, кальция и др.:

$$^4He\,(\alpha,\ \gamma)^8Be\,(\alpha,\ \gamma)^{12}C\,(\alpha,\ \gamma)^{16}O\,(\alpha,\ \gamma)^{20}Ne\,(\alpha,\ \gamma)^{24}Mg$$

Протекают также реакции с участием протонов и нейтронов и образуются элементы вплоть до висмута.

Возникновение самых тяжелых элементов — урана, тория, трансурановых элементов — происходит при взрыве сверхновых звезд. При таком взрыве высвобождается колоссальная энергия и температура достигает порядка 4 млрд. градусов, что позволяет осуществиться реакциям образования самых тяжелых элементов.

В недрах планет не могут возникать столь высокие температуры, а следовательно, и протекать столь разнообразные ядерные реакции, как в горячих звездах. На Земле превращение элементов в основном обусловливается радиоактивным распадом, приводящим к некоторому изменению изотопного состава существующих элементов, из которых 25% радиоактивны.

В недрах Земли обнаружены также ничтожные количества некоторых из синтезированных в лаборатории элементов (нептуния, плутония, технеция и др.). По-видимому, они существовали когда-то в значительных количествах, однако вследствие их неустойчивости давно исчезли, а встречающиеся в настоящее время на Земле образуются в результате ядерных реакций, вызываемых космическими лучами, или как продукты радиоактивного распада других элементов.

Предполагается, что на Земле должны существовать также элементы с порядковыми номерами, близкими к 114.

Таким образом, химический элемент, как и вся природа, начиная от мельчайших частиц до величайших тел, начиная от песчинок и кончая Солнцем, «находится в вечном возникновении и исчезновении, в непрерывном течении, в неустанном движении и изменении»*.

---

* Ф. Энгельс. Диалектика природы. М., Изд-во политической лит-ры, 1965, с. 15.

ЛИТЕРАТУРА

Ахметов Н. С., Азизова М. К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. — М.: Высшая школа, 1979.

Дей М., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. — М.: Мир, 1976.

Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Строение вещества. — М.: Высшая школа, 1978

Карапетьянц М. Х. Введение в теорию химических процессов. — М.: Высшая школа, 1975.

Кемпбел Дж. Современная общая химия. — М.: Мир, 1975.

Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы современной химии. — М.: Мир, 1979.

Некрасов Б. В. Основы общей химии. — М.: Химия, 1973, т. I, II.

Новиков Г. И. Введение в неорганическую химию. Минск, ч. I, 1973; ч. II, 1974.

Пиментел Г., Спартли Р. Как квантовая механика объясняет химическую связь. — М.: Мир, 1973.

Рабинович В. А., Хавин З. Я. Краткий химический справочник. — Л.: Химия, 1978.

Реми Г. Курс неорганической химии. — М.: Мир, т. I, 1963; т. II, 1966.

Угай Я. А. Общая химия. — М.: Высшая школа, 1977.

Шукарев С. А. Неорганическая химия. — М.: Высшая школа, т. I, 1970; т. II, 1974.

Введение в общую химию/ Под ред. Г. П. Лучинского. — М.: Высшая школа, 1980.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Авогадро число 8
Агат 416
Азиды 358
Азот 344
— простое вещество 54, 77, 344
Азотистая кислота 356
Азотистоводородная кислота 358
Азотная кислота 241, 356
Азотноватистая кислота 365
Азофоска 377
Аквамарин 471
Активированный комплекс 195
Актиний 523
Актиноиды 647
Акцептор 67
Алазан 461
Алазен 461
Алазин 461
Алазол 461
Алаит 539
Алебастр 483
Аллотропия 232
Алмаз 101, 392
Ални 609
Алнико 596, 609
Алунд 453
Альбит 456
Альфа-распад 658
Алюминий 451
Алюмотермия 242
Алюмогель 455
Алюмосиликаты 451
Амальгамы 633
Амблигонит 485
Америций 647, 663
Амиды 348
Аммиак 346
— растворитель 132, 348
— строение молекулы 74, 84, 347
Аммиакаты 95
Аммония соединения 347
Аммонокислоты 348
Аммонооснования 348
Аморфное состояние 122
Амофос 377
Амфиболы 418
Амфотерность 122
Анализ рентгеноструктурный 150
— физико-химический 135
Ангидрит 479
Ангидрон 478
Анортит 456
Антимонаты см. стибаты
Апатит 366
Аргон 496
Арсенаты 388
Арсениды 381
Арсениты 384
Арсин 382
Асбест 418
Астат 298
Атомная единица массы 8
Аурипигмент 379
Аустенит 582
Аффинаж 619
Ацетилен 77, 397, 521
Ацетилиды 397

Бадделеит 529
Барен 445
Барий 479
Барит 479
Бастнезит 642
Белильная известь 291
Бензол 79, 520
— неорганический 449
Бенитоит 418
Берилл 418
Бериллиды 471
Бериллий 470
Беркелий 647, 663
Берлинская лазурь 588
Бертолетова соль 293
Бета-распад 657
Биурет 405
Бишофит 477
Боксит 451
Бор 435
Боразан 450
Боразен 450

Боразин 450
Боразол 449
Боразон 440
Бораны 441
Бориды 437
Бороводороды см. бораны
Бром 298
Бромиды 300
Бромистоводородная кислота 302
Бромная кислота 308
Бромноватая кислота 307
Бромноватистая кислота 305
Бронза 622
— бериллиевая 471
Бура 436, 446

Вадент 418
Валентность 66
Ванадий 538
Ванадинит 539
Ван-дер-ваальсовы силы 123
Висмут 379
Висмутаты 388
Висмутиды 381
Виталлиум 596
Витерит 479
Вода
— ассоциация 277
— давление пара 131
— жесткость 483
— ионизация 120
— ионное произведение 188
— константа ионизации 188
— строение кристалла 103
— строение молекулы 311
Водород 272
— изотопы 273
— комплексы 278
— пероксид 315
— спектр 15
Водородный показатель 189
Воздух 126
Вольфрам 548
Вольфрамит 549
Вюрцит 466
Вяжущие материалы 482

Гадолиний 639
Галенит 422
Галит 488
Галмей 632
Галлий 462
Гальванический элемент 223
Гафний 528
Гелий 494
Гематит 581
Гемоглобин 587
Геохимия 225
Германий 421
Гесса закон 161
Гетерогенные системы 198
Гибридизации теория 70
Гиббса энергия 172
— — образования 175
Гидразин 252
Гидрарагиллит 454
Гидратация 127
Гидриды 273
Гидрогенаты 278
Гидрогетит 581
Гидроксиламин 351
Гидролиз 208
Гидрометаллургия 623
Гипобромиты 304
Гипоиодиты 304
Гипосульфит 334
Гипофосфиты 369
Гипохлориты 290
Гипс 483
Глауберова соль 488
Глинозем 453
Гольмий 639
Гомогенные системы 198
Графит 393
— белый 440
Графитиды 395
Гринокит 632
Гуанидин 403

Давление пара 131
— парциальное 126
Дальтониды 261
Дебай, единица 83
Дейтерий 273
Дефект массы 9
Джезказгенит 569
Диаграмма состав — свойство 136
Диамагнитные вещества 155
Дибензолхром 520
Диопсид 418
Диполь 83
— длина 83
— измерение 156
— индуцированный 86
— мгновенный 86
— электрический момент 83
Дисперсионное взаимодействие 90
Дисперсные системы 125
Диспрозий 639
Диспропорционирование 218
Диэлектрик 116
Доломит 478
Донор 67
Дюралюмин 452

Европий 639

Железо 580
Желтая кровяная соль 688

Закон действующих масс 178, 194
Золото 619
Зонная теория кристаллов 115

Известняк 479
Изобары 9
Изотоны 9
Изотопы 9
Изумруды 471
Ильменит 110
Имиды 348
Инвар 609
Индий 462
Инконель 608
Интерметаллические соединения 254
Иод 298
Иодиды 300
Иодистоводородная кислота 302
Иодная кислота 308
Иодноватая кислота 307
Иодноватистая кислота 305
Иониты 484
Иридий 594
Иттербий 639
Иттрий 523

Кадмий 630
Каинит 490
Калий 490
Калийные удобрения 493
Калифорний 647, 663
Каломель 638
Кальций 479
Кальцит 479
Каслин 451
Каолинит 451
Карбамид 404
Карбиды 396
Карбин 393
Карбонилы 551 571
Карбораны 445
Карборунд 420
Карналлит 478
Касситерит 422
Катализ 204
Квантовые числа 14
Квасцы 559
Кварц 416
Кернит 436
Кинетика химическая 191
Киноварь 632
Кислород 309
— простые вещества 52, 310, 320
Кислоты 132, 184
Кларк 225
Кластеры 554
Клатраты 262
Кобальт 594
Кобальтин 594
Колебания
— валентные 146
— деформационные 146
Колумбит 540
Комплексные соединения 93, 504
— — изомерия 522, 560
Комплексы
— анионные 95
— высокоспиновые 508
— катионные 95
— низкоспиновые 508
Константа
— автопротолиза 188
— ионизации 181, 182
— нестойкости комплекса 185
— криоскопическая 132
— равновесия 178
— скорости реакции 194
— устойчивости комплекса 186
— эбулиоскопическая 132
Координационные соединения 504
Корунд 453
Космохимия 225
Красная кровяная соль 590
Кремний 410
Кремнезем 416
Криогидраты 137
Криолит 451
Криптон 496
Кристаллическое состояние 99
Кристаллогидраты 125, 262, 560, 613
Кристаллы 99
— атомные 103
— ионные 103, 117
— ковалентные 117
— металлические 101, 116
— молекулярные 102, 117
— системы 101
Кристобалит 416
Ксенон 496
Куприт 621
Курчатовий 647, 664
Кюрий 647, 663

Лантан 523
Лантаноиды 639
Лантаноидное сжатие 641
Латунь 622
Лед 103
Лепидолит 485
Лиганды 96
Литий 485

Лопарит 642
Лоуренсий 647, 663
Лютеций

Магнетит 590
Магний 476
Магнитные свойства 155
Малахит 621
Марганец 568
Мартенсит 582
Медь 619
Мельхиор 622
Менделеевий 647, 663
Металлотермия 242
Металлохимия 253
Металлы 231
Метан 396
Метаниды 397
Механохимия 203
Мирабилит 488
Мозли закон 141
Молекулы
— активные 195
— неполярные 83
— полярные 83
— пространственная конфигурация 71
Молибден 548
Молибденит 549
Моль 8
Момент диполя электрический 83, 156
Монацит 642
Монельметалл 609
Мора соль 586
Мочевина 403
Мрамор 479
Мусковит 456
Мышьяк 379
Мышьяковая кислота 388
Мышьяковистая кислота 384

Надпероксиды 315
Натрий 488
Нейзильбер 622
Нейтрон 8
Нейтронография 154
Неметаллы 231
Неодим 639
Неон 495
Нептуний 647, 663
Нефелин 456
Никель 605
Нимоник 608
Ниобий 538
Нитриды 345
Нитрогенильные соединения 553
Нихром 608

Озон 320
Озониды 322, 492
Окислительно-восстановительные реакции 214
Оксиды 393
Оксогенильные соединения 611
Олеум 335
Оливин 418
Олово 421
Опал 416
Орбитали
— атомные 13
— молекулярные 46
Ортоклаз 456
Осмий 580
Основания 133

Палладий 605
Парамагнитные вещества 155
Пассивирование 240
Патронит 539
Паули принцип 19
Пербораты 449
Пергидрол 316
Периодаты 308
Периодичность вторичная 40, 247, 267
— внутренняя 641
Перманганаты 579
Пермутиты 484
Пернитриды 351
Перовскит 110
Пероксиды 314
Перренаты 579
Персульфаты 334
Персульфиды 326
Пертехнаты 579
Перхлораты 294
Пирит 327
Пироксен 418
Пиролюзит 569
Пирометаллургия 243
Пирофорность 643
Плавиковая кислота 284
Планка постоянная 10
Платина 605
Платинит 609
Плутоний 647, 663
Позитронный распад 658
Полевые шпаты 456
Полиморфизм 111
Полоний 336
Политионовые кислоты 335
Полупроводники 116, 117, 468
Потенциал
— ионизации 31, 56
— окислительно-восстановительный 219

— электродный 219
Празеодим 639
Преципитат 377
Принцип Ле Шателье 180
Произведение растворимости 190
Прометий 639, 663
Простые вещества 231
— получение 241
Протактиний 647
Протий 273
Протон 8

Равновесие 176, 193
— смещение 180
Радиационная химия 203
Радий 479
Радикалы свободные 199
Радиоактивность 657
— период полураспада 657
Радиоактивные ряды 659
Радиолиз 203
Радиусы
— атомные 38, 152
— ионные 38, 152
— орбитальные 37
Радон 496
Расплавы солей 487
Распространенность элементов 225
Растворимость 127
Растворы 125
— газовые 126
— жидкие 127
— ионизация веществ 127
— температура замерзания 131
— температура кипения 131
— твердые 134, 139, 253, 258
— химическая теория 127
Редкоземельные металлы 641
Реакции
— молекулярность 193
— нейтрализации 134
— обратимые 176
— окислительно-восстановительные 214
— радикальные 199
— цепные 200
— ядерные 660
Рений 568
Роданистоводородная кислота 404
Родий 594
Ртуть 630
Рубидий 490
Рубин 453
Рутений 580
Рутил 107, 529
Ряд спектрохимический 507, 516

Самарий 639
Сапфир 453
Сассолин 436
Свинец 421
Связь
— гипервалентная 269
— водородная 92, 277
— дативная 515
— дельта 69
— длина 42
— донорно-акцепторная 67, 91, 515
— ионная 86
— ковалентная 42
— кратность 77
— межмолекулярная 90
— металлическая 115
— направленность 69
— насыщаемость 65
— делокализованная 77
— пи 69, 270
— полярная 80
— порядок 51
— сигма 69
— энергия 42, 164
Селен 336
Селенаты 342
Селениды 339
Селениты 341
Селитры 344
Семейства элементов 28
Семейства тория, см. актиноиды
Сера 322
Серебро 619
Серная кислота 333
Сернистая кислота 328
Сероводород 326
Сидерит 581
Силаны 415
Силикагель 420
Силициды 412
Силовая константа 146
Силумин 452
Сильвин 490
Сильвинит 490
Синильная кислота 408
Ситталы 419
Скандий 523
Скорость реакции 192
Слюда 418
Смолы ионнообменные 484
Сода 490
Сольваты 128
Сольволиз 208
Соляная кислота 287
Соотношение де Бройля 11
Спектроскопия 140
— гамма 148
— инфракрасная 145
— радио 146
— рентгеновская 141
— ультрафиолетовая 145

Спектры
— атомные 15
— классификация 140
— молекулярные 144
Спин электрона 19
Сплавы
— Вуда 381
— подшипниковые 423
— припои 423
— сверхлегкие 477
— сверхтвердые 399, 596
— типографские 381, 423
— тугоплавкие 399
— электроны 476
Сподумен 418
Сродство к электрону 35
Сталь 538
— нержавеющая 609
Станиоль 424
Стекло 122
— кварцевое 416
— иенское 449
— пирекс 449
— растворимое 419
— хрустальное 419
Степень окисления 81, 265
Стибаты 388
Стибиды 381
Стибин 382
Стибиты 384
Стишовит 417
Стронций 479
Стронцианит 479
Сулема 638
Сульванит 539
Сульфаты 331
Сульфиды 324
Сульфиты 328
Сульфурил 331
Суперфосфат 377
Сурик 426
Сурьма 379
Сурьмяные кислоты 388
Сфалерит 107, 466

Таллий 462
Тантал 538
Танталат 540
Теллур 336
Теллураты 342
Теллуриды 339
Теллуриты 341
Теллуровая кислота 342
Теллуроводород 339
Теорема вириала 46
Теория
— валентных связей 65, 97
— гибридизации 70
— зонная кристаллов 114
— квантовая 10
— кристаллического поля 504
— локализованных электронных пар 75
— молекулярных орбиталей 46, 510
— электролитической диссоциации 128
Теплота образования 162
Тербий 639
Термохимия 158
Технеций 568, 663
Тиосульфаты 334
Титан 528
Томпак 622
Топливные элементы 224
Торий 647, 659
Торит 650
Тортвейтит 418
Трансурановые элементы 647, 663
Тремолит 418
Тридимит 418
Триурет 405
Тритий 273
Тулий 639
Турнбуллева синь 590

Углерод 390
Уран 647, 659
Уранинит 650

Фенакит 471
Фермий 647, 663
Ферромагнитные свойства 155
Ферромарганец 571
Ферросплавы 550
Феррохром 550
Ферроцен 520
Флюорит 107
Фосген 402
Фосфат 373
Фосфиды 367
Фосфин 368
Фосфиты 371
Фосфоний 368
Фосфонитрилгалогениды 378
Фосфор 365
— простые вещества 366
Фосфористая кислота 371
Фосфорит 366
Фосфорноватистая кислота 369
Фосфорные кислоты 375
Фотохимия 202
Франций 490, 663
Фтор 280
Фториды 282
Фтористый водород 284

Халцедон 416
Халькопирит 259
Химические источники тока 223
Хлор 286
Хлориды 287
Хлористая кислота 291
Хлорная кислота 294
Хлорноватая кислота 293
Хлорноватистая кислота 290
Хром 548
Хромистый железняк 549
Хунда правило 23

Царская водка 357
Цветность соединений 56, 517
Цезий 490
Целестин 479
Цемент 479, 482
Цементит 582
Цеолит 457
Церий 639
Цианамид 403
Цианиды 407
Цианистый водород 408
Циануровая кислота 405
Цинк 630
Циркон 418
Цирконий 528

Числа магические 9
Чугун 583

Шеелит 478
Шпинели 256, 456
Шредингера уравнение 13

Эвтектика 135, 137, 259
Эйнштейний 647, 663
Эйнштейна соотношение 9
Электрод водородный 220
Электролиз 245
Электронное облако 12
Электроны
— волновая природа, 11, 154
Электронный захват 658
Электронный парамагнитный резонанс 147
Электронография 153
Электроотрицательность 36
Элементорганические соединения 421
Эльбор 440
Энергия
—активации 195
— излучения 10
— ионизации 31
— кристаллической решетки 166
Энстатит 418
Энтальпия 160
Энтропия 169
— активации 197
Эрбий 548
Этан 77, 397
Этилен 77, 397
Эффективный заряд 80, 143

Ядерные силы 9
Ядерный магнитный резонанс 147
Ядро атомное 8

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие 3

Часть первая. **Введение в неорганическую химию.** 5

Раздел I. Периодический закон и строение атома. 7

Глава 1. Электронная оболочка атома 10
§ 1. Основные положения квантовой механики. 10
§ 2. Электронное облако 12
§ 3. Атомные орбитали 14
Глава 2. Периодическая система Д. И. Менделеева как естественная классификация элементов по электронным структурам атомов. . 21
§ 1. Электронная структура атомов 21
§ 2. Структура периодической системы 28
Глава 3. Периодичность свойств химических элементов. 31
§ 1. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность 31
§ 2. Атомные и ионные радиусы. 37
§ 3. Вторичная периодичность 40

Раздел II. Химическая связь 41

Глава 1. Основополагающие представления о химической связи . . . 42
§ 1. Некоторые параметры молекулы 42
§ 2. Природа химической связи 43
§ 3. Кривая потенциальной энергии для молекулы. 45
Глава 2. Теория молекулярных орбиталей 46
§ 1. Молекулярные орбитали 46
§ 2. Двухатомные гомоядерные молекулы 49
§ 3. Двухатомные гетероядерные молекулы 57
§ 4. Трехатомные линейные молекулы 58
§ 5. Пятиатомные тетраэдрические молекулы 63
§ 6. Сопоставление энергетических диаграмм орбиталей молекул разного строения 65
Глава 3. Теория валентных связей 65
§ 1. Насыщаемость ковалентной связи 65
§ 2. Направленность ковалентной связи 69
§ 3. Полярность и поляризуемость связи. 80
§ 4. Типы ковалентных молекул 83
Глава 4. Ионная связь. Невалентные типы связи. 86
§ 1. Ионная связь 86
§ 2. Металлическая связь 88
§ 3. Межмолекулярное взаимодействие 90
§ 4. Водородная связь 92

Глава 5. Комплексообразование. Комплексные соединения 94
§ 1. Комплексообразование 94
§ 2. Комплексные соединения 94
§ 3. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей 97

Раздел III. Агрегатное состояние. Дисперсные системы. 99

Глава 1. Твердое состояние 99
§ 1. Кристаллы 99
§ 2. Типы химической связи в кристаллах. 101
§ 3. Основные структурные типы неорганических веществ. . . . 103
§ 4. Характерное координационное число элемента и структура его соединений 112
§ 5. Зонная теория кристаллов 114
§ 6. Полупроводники 117
Глава 2. Жидкое состояние 119
§ 1. Структура жидкости 119
§ 2. Ионизация молекул жидкости 120
§ 3. Аморфное состояние 122
Глава 3. Газовое и другие состояния 123
§ 1. Газовое состояние 123
§ 2. Плазма 123
§ 3. Другие состояния вещества 124
Глава 4. Дисперсные системы 125
§ 1. Растворы 125
§ 2. Газовые растворы 126
§ 3. Жидкие растворы 127
§ 4. Твердые растворы 134
§ 5. Эвтектика 135
Глава 5. Физико-химический анализ 135
§ 1. Термический анализ 135
§ 2. Типы диаграмм плавкости 137

Раздел IV. Методы исследования строения веществ 140

Глава 1. Спектроскопические методы исследования 140
§ 1. Электромагнитный спектр и атомные или молекулярные процессы 140
§ 2. Рентгеновская спектроскопия 141
§ 3. Оптическая спектроскопия 143
§ 4. Радиоспектроскопия 146
§ 5. Гамма-спектроскопия 148
Глава 2. Дифракционные методы исследования 150
§ 1. Рентгеноструктурный анализ 150
§ 2. Электронографический и нейтронографический методы. . . . 153
Глава 3. Исследование отношения веществ к магнитным и электрическим полям 155
§ 1. Магнитные измерения 155
§ 2. Исследование электрического момента диполя 156

Раздел V. Введение в теорию химических процессов 158

Глава 1. Энергетика химических превращений 159
§ 1. Тепловой эффект реакции 159
§ 2. Термохимические уравнения 160
Глава 2. Направление течения химической реакции 169
§ 1. Энтропия 169
§ 2. Энергия Гиббса 172

Глава 3. Химическое равновесие 176
§ 1. Константа химического равновесия 176
§ 2. Принцип Ле Шателье 176
§ 3. Константа ионизации 180
§ 4. Константа устойчивости комплексов 181
§ 5. Константа автопротолиза 185
§ 6. Равновесие в гетерогенных системах 188
Глава 4. Химическая кинетика 189
§ 1. Скорость химической реакции 191
§ 2. Энергия активаций 191
§ 3. Механизм химических реакций 195
§ 4. Физические методы стимулирования химических превращений. 199
§ 5. Катализ 202
Глава 5. Реакции без изменения степеней окисления элементов. . . . 204
§ 1. Условия одностороннего протекания реакций. 207
§ 2. Гидролиз 207
Глава 6. Реакции с изменением степеней окисления элементов. . . . 208
§ 1. Окислительно-восстановительные реакции 214
§ 2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций 214
§ 3. Направление окислительно-восстановительных реакций . . . 215
§ 4. Химические источники тока 219

Часть вторая. Обзор элементов и важнейших химических соединений. 222

Раздел I. Введение в химию элементов 225

Глава 1. Распространенность химических элементов 225
§ 1. Геохимия и космохимия 225
§ 2. Космическая распространенность химических элементов. . . 225
§ 3. Химические элементы в земной коре. 226
Глава 2. Простые вещества 227
§ 1. Структура простых веществ 231
§ 2. Свойства простых веществ 231
§ 3. Принципы получения простых веществ 235
Глава 3. Двухэлементные (бинарные) соединения 241
§ 1. Характеристика бинарных соединений по типу химической связи. 246
§ 2. Сравнение устойчивости бинарных соединений 246
§ 3. Основно-кислотные свойства бинарных соединений. 247
§ 4. Металлические соединения 250
Глава 4. Трехэлементные соединения 253
§ 1. Производные анионных комплексов 256
§ 2. Смешанные соединения, твердые растворы, эвтектика. . . . 256
Глава 5. Нестехиометрические соединения 258
§ 1. Соединения переменного состава 260
§ 2. Соединения включения 260

Раздел II. Химия *s*- и *p*-элементов 262

Глава 1. Общие закономерности 264
§ 1. Степени окисления *s*- и *p*-элементов. 264
§ 2. Координационные числа *s*- и *p*-элементов. 265
Глава 2. *s*- и *p*-Элементы VII группы периодической системы. . . . 267
§ 1. Водород 271
§ 2. Фтор 272
§ 3. Хлор 280
§ 4. Подгруппа брома 286
. 298

Глава 3. *p*-Элементы VI группы периодической системы. 309
§ 1. Кислород 309
§ 2. Сера 322
§ 3. Подгруппа селена 336
Глава 4. *p*-Элементы V группы периодической системы. 343
§ 1. Азот 344
§ 2. Фосфор 365
§ 3. Подгруппа мышьяка 379
Глава 5. *p*-Элементы IV группы периодической системы. 390
§ 1. Углерод 390
§ 2. Кремний 410
§ 3. Подгруппа германия 421
§ 4. Обзор оксосоединений *p*-элементов IV, V, VI и VII групп. . 431
Глава 6. *p*-Элементы III группы периодической системы 435
§ 1. Бор 435
§ 2. Алюминий 451
§ 3. Подгруппа галлия 462
Глава 7. *s*-Элементы II группы периодической системы. 470
§ 1. Бериллий 470
§ 2. Магний 476
§ 3. Подгруппа кальция 479
Глава 8. *s*-Элементы I группы периодической системы. 484
§ 1. Литий 485
§ 2. Натрий 488
§ 3. Подгруппа калия 490
Глава 9. *s*- и *p*-Элементы VIII группы периодической системы. . . 494
§ 1. Гелий 494
§ 2. Неон 495
§ 3. Аргон 496
§ 4. Подгруппа криптона 496

Раздел III. Химия *d*-элементов 503

Глава 1. Общие закономерности 503
§ 1. Степени окисления *d*-элементов 503
§ 2. Координационные соединения *d*-элементов 504
§ 3. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля 504
§ 4. Описание комплексных соединений с позиций теории молекулярных орбиталей 510
§ 5. Электронная конфигурация комплексообразователя и строение комплексов 518
§ 6. Комплексы с органическими ненасыщенными молекулами и ионами в качестве лигандов 520
§ 7. Изомерия комплексных соединений 522
Глава 2. *d*-Элементы III группы периодической системы. 523
§ 1. Подгруппа скандия 525
§ 2. Соединения элементов подгруппы скандия. 526
Глава 3. *d*-Элементы IV группы периодической системы. 528
§ 1. Подгруппа титана 529
§ 2. Соединения элементов подгруппы титана 531
Глава 4. *d*-Элементы V группы периодической системы. 538
§ 1. Подгруппа ванадия 539
§ 2. Соединения элементов подгруппы ванадия 541
Глава 5. *d*-Элементы VI группы периодической системы. 548
§ 1. Подгруппа хрома 549
§ 2. Соединения элементов подгруппы хрома. 551

Глава 6. *d*-Элементы VII группы периодической системы. 568
§ 1. Подгруппа марганца 569
§ 2. Соединения элементов подгруппы марганца 571
Глава 7. *d*-Элементы VIII группы периодической системы. 580
§ 1. Подгруппа железа 580
§ 2. Соединения элементов подгруппы железа. 583
§ 3. Подгруппа кобальта 594
§ 4. Соединения элементов подгруппы кобальта. 597
§ 5. Подгруппа никеля 606
§ 6. Соединения элементов подгруппы никеля. 608
§ 7. Получение платиновых металлов 618
Глава 8. *d*-Элементы I группы периодической системы. 619
§ 1. Подгруппа меди 621
§ 2. Соединения элементов подгруппы меди. 624
Глава 9. *d*-Элементы II группы периодической системы. 630
§ 1. Подгруппа цинка 631
§ 2. Соединения элементов подгруппы цинка. 634

Раздел IV. Химия *f*-элементов 639

Глава 1. *f*-Элементы 5-го периода периодической системы. 639
§ 1. Семейство лантаноидов 639
§ 2. Соединения лантаноидов 644
Глава 2. *f*-Элементы 6-го периода периодической системы. 647
§ 1. Семейство актиноидов 649
§ 2. Соединения актиноидов 651

Раздел V. Превращение химических элементов 657

Глава 1. Явление радиоактивности 657
§ 1. Ядерный распад 657
§ 2. Радиоактивные ряды 659
Глава 2. Ядерные реакции 660
§ 1. Синтез элементов 662
§ 2. Перспективы синтеза новых элементов. 664
§ 3. Ядерные реакции в природе. 665

Литература 667

Предметный указатель 668

Наиль Сибгатович Ахметов

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Зав. редакцией С. Ф. Комарницкая
Редактор Г. С. Гольденберг
Мл. редакторы С. М. Еронина, Т. С. Контик
Художественный редактор Т. М. Скворцова
Художник Ю. Д. Федичкин
Технический редактор З. А. Мусникова
Корректор С. К. Завьялова

ИБ № 2667

Изд. № ХИМ—655. Сдано в набор 24.07.80. Подп. в печать 05.12.80. Формат 60×90¹/₁₆. Бум. тип. № 2. Гарнитура литературная. Печать высокая. Объем 42,5 усл. печ. л.+форзац 0,25 усл. печ. л. 41,87 уч.-изд. л. +форзац 0,29 уч.-изд. л. Тираж 100 000 экз. Зак. № 659. Цена 1 р. 50 к.

Издательство «Высшая школа».
Москва, К-51, Неглинная ул., д. 29/14

Ярославский полиграфкомбинат Союзполиграфпрома при Государственном комитете СССР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 150014, Ярославль, ул. Свободы, 97.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	I а	I б	II а	II б	III а	III б	IV а	IV б	V а	V б	VI а	VI б	VII а	VII б	VIII а	VIII б		
1	H												1 H 1,0079 $1s^1$ ВОДОРОД		2 He 4,00260 $1s^2$ ГЕЛИЙ			
2	3 Li 6,941 $2s^1$ ЛИТИЙ		4 Be 9,01218 $2s^2$ БЕРИЛЛИЙ		5 B 10,81 $2s^22p^1$ БОР		6 C 12,011 $2s^22p^2$ УГЛЕРОД		7 N 14,0067 $2s^22p^3$ АЗОТ		8 O 15,9994 $2s^22p^4$ КИСЛОРОД		9 F 18,99840 $2s^22p^5$ ФТОР		10 Ne 20,179 $2s^22p^6$ НЕОН			
3	11 Na 22,98977 $3s^1$ НАТРИЙ		12 Mg 24,305 $3s^2$ МАГНИЙ		13 Al 26,98154 $3s^23p^1$ АЛЮМИНИЙ		14 Si 28,086 $3s^23p^2$ КРЕМНИЙ		15 P 30,97376 $3s^23p^3$ ФОСФОР		16 S 32,06 $3s^23p^4$ СЕРА		17 Cl 35,453 $3s^23p^5$ ХЛОР		18 Ar 39,948 $3s^23p^6$ АРГОН			
4	19 K 39,098 $4s^1$ КАЛИЙ		20 Ca 40,08 $4s^2$ КАЛЬЦИЙ		21 Sc $3d^14s^2$ 44,9559 СКАНДИЙ		22 Ti $3d^24s^2$ 47,90 ТИТАН		23 V $3d^34s^2$ 50,914 ВАНАДИЙ		24 Cr $3d^54s^1$ 51,996 ХРОМ		25 Mn $3d^54s^2$ 54,9380 МАРГАНЕЦ		26 Fe $3d^64s^2$ 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 Co $3d^74s^2$ 58,9332 КОБАЛЬТ	28 Ni $3d^84s^2$ 58,70 НИКЕЛЬ
	29 Cu $3d^{10}4s^1$ 63,546 МЕДЬ		30 Zn $3d^{10}4s^2$ 65,38 ЦИНК		31 Ga 69,72 $4s^24p^1$ ГАЛЛИЙ		32 Ge 72,59 $4s^24p^2$ ГЕРМАНИЙ		33 As 74,9216 $4s^24p^3$ МЫШЬЯК		34 Se 78,96 $4s^24p^4$ СЕЛЕН		35 Br 79,904 $4s^24p^5$ БРОМ		36 Kr 83,80 $4s^24p^6$ КРИПТОН			
5	37 Rb 85,4678 $5s^1$ РУБИДИЙ		38 Sr 87,62 $5s^2$ СТРОНЦИЙ		39 Y $4d^15s^2$ 88,9059 ИТТРИЙ		40 Zr $4d^25s^2$ 91,22 ЦИРКОНИЙ		41 Nb $4d^45s^1$ 92,964 НИОБИЙ		42 Mo $4d^55s^1$ 95,94 МОЛИБДЕН		43 Tc $4d^55s^2$ [97] ТЕХНЕЦИЙ		44 Ru $4d^75s^1$ 101,07 РУТЕНИЙ	45 Rh $4d^85s^1$ 102,9055 РОДИЙ	46 Pd $4d^{10}5s^0$ 106,4 ПАЛЛАДИЙ
	47 Ag $4d^{10}5s^1$ 107,868 СЕРЕБРО		48 Cd $4d^{10}5s^2$ 112,40 КАДМИЙ		49 In 114,82 $5s^25p^1$ ИНДИЙ		50 Sn 118,69 $5s^25p^2$ ОЛОВО		51 Sb 121,75 $5s^25p^3$ СУРЬМА		52 Te 127,60 $5s^25p^4$ ТЕЛЛУР		53 I 126,9045 $5s^25p^5$ ИОД		54 Xe 131,30 $5s^25p^6$ КСЕНОН			
6	55 Cs 132,9054 $6s^1$ ЦЕЗИЙ		56 Ba 137,34 $6s^2$ БАРИЙ		57 La* $5d^16s^2$ 138,9055 ЛАНТАН		72 Hf $5d^26s^2$ 178,49 ГАФНИЙ		73 Ta $5d^36s^2$ 180,948 ТАНТАЛ		74 W $5d^46s^2$ 183,85 ВОЛЬФРАМ		75 Re $5d^56s^2$ 186,207 РЕНИЙ		76 Os $5d^66s^2$ 190,2 ОСМИЙ	77 Ir $5d^76s^2$ 192,22 ИРИДИЙ	78 Pt $5d^96s^1$* 195,09 ПЛАТИНА
	79 Au $5d^{10}6s^1$ 196,9665 ЗОЛОТО		80 Hg $5d^{10}6s^2$ 200,59 РТУТЬ		81 Tl 204,37 $6s^26p^1$ ТАЛЛИЙ		82 Pb 207,2 $6s^26p^2$ СВИНЕЦ		83 Bi 208,9804 $6s^26p^3$ ВИСМУТ		84 Po [209] $6s^26p^4$ ПОЛОНИЙ		85 At [210] $6s^26p^5$ АСТАТ		86 Rn [222] $6s^26p^6$ РАДОН			
7	87 Fr [223] $7s^1$ ФРАНЦИЙ		88 Ra [226] $7s^2$ РАДИЙ		89 Ac** $6d^17s^2$ [227] АКТИНИЙ		104 (Ku) $6d^27s^2$ [261] КУРЧАТОВИЙ		105 (Ns) [31] (НИЛЬСБОРИЙ)		106 E-W [263]		107 E-Re [261]					

* ЛАНТАНОИДЫ

58 Ce $6s^2$ 140,12 $5d^14f^1$ ЦЕРИЙ	59 Pr 140,9077 $4f^3$ ПРАЗЕОДИМ	60 Nd 144,24 $4f^46s^2$ НЕОДИМ	61 Pm [145] $4f^56s^2$ ПРОМЕТИЙ	62 Sm 150,4 $4f^66s^2$ САМАРИЙ	63 Eu 151,96 $4f^76s^2$ ЕВРОПИЙ	64 Gd $6s^2$ 157,25 $5d^14f^7$ ГАДОЛИНИЙ	65 Tb 158,9254 $4f^9$ $6s^2$ ТЕРБИЙ	66 Dy 162,50 $4f^{10}6s^2$ ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164,9304 $4f^{11}$ $6s^2$ ГОЛЬМИЙ	68 Er 167,26 $4f^{12}6s^2$ ЭРБИЙ	69 Tm 168,9342 $4f^{13}$ $6s^2$ ТУЛИЙ	70 Yb 173,04 $4f^{14}6s^2$ ИТТЕРБИЙ	71 Lu $6s^2$ 174,97 $5d^14f^{14}$ ЛЮТЕНЦИЙ

** АКТИНОИДЫ

90 Th 232,0381 $6d^27s^2$ ТОРИЙ	91 Pa $7s^2$ [231] $6d^15f^2$ ПРОТАКТИНИЙ	92 U $7s^2$ 238,029 $6d^15f^3$ УРАН	93 Np $7s^2$ [237] $6d^15f^4$ НЕПТУНИЙ	94 Pu [244] $5f^67s^2$ ПЛУТОНИЙ	95 Am [243] $5f^77s^2$ АМЕРИЦИЙ	96 Cm $7s^2$ [247] $6d^15f^7$ КЮРИЙ	97 Bk $7s^2$ [247] $6d^15f^8$ БЕРКЛИЙ	98 Cf [251] $5f^{10}7s^2$ КАЛИФОРНИЙ	99 Es [254] $5f^{11}7s^2$ ЭЙНШТЕЙНИЙ	100 Fm [257] $5f^{12}7s^2$ ФЕРМИЙ	101 Md [258] $5f^{13}7s^2$ МЕНДЕЛЕВИЙ	102 (No) [259] $5f^{14}7s^2$ (НОБЕЛИЙ)	103 (Lr) [260] $5f^{14}6d^17s^2$ (ЛОУРЕНСИЙ)

1 р. 50 к.

