

Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
"Тамбовский государственный технический университет"

**Ю.Ю. ГРОМОВ, Т.П. ДЬЯЧКОВА,
О.А. ШЕЙНА, А.В. ЛАГУТИН**

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие



Тамбов
Издательство ТГТУ
2005

УДК 541(075)
ББК Г1я73
О28

Рецензенты:

кандидат химических наук,
профессор Тамбовского филиала МГУКИ
В.М. Тютюнник

доктор технических наук, профессор ТГТУ
Н.С. Попов

О2 **Громов Ю.Ю., Дьячкова Т.П., Шеина О.А., Ла-**
8 **гутин А.В.**

Общая химия: Учебное пособие. Тамбов: Изд-во
Тамб. гос. техн. ун-т, 2005. 124 с.

Учебное пособие знакомит иностранных учащихся с основными классами неорганических соединений, типами химических реакций и закономерностями их протекания. Пособие содержит тексты, лексико-грамматический материал и вопросы, позволяющие студентам-иностранцам овладеть основами курса химии на русском языке. Содержание пособия соответствует программе по химии для подготовительных факультетов для иностранных граждан.

Учебное пособие предназначено для студентов-иностранцев, проходящих предвузовскую подготовку.

УДК 541(075)
ББК Г1я73

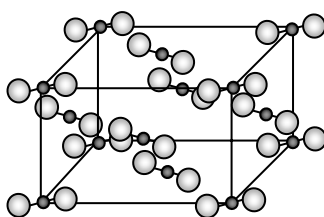
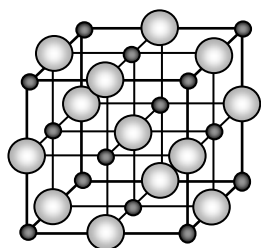
ISBN 5-8265-0449-6

© Громов Ю.Ю., Дьячкова Т.П.,
Шеина О.А., Лагутин А.В.,
2005

© Тамбовский государственный
технический университет
(ТГТУ), 2005

**Ю.Ю. ГРОМОВ, Т.П. ДЬЯЧКОВА,
О.А. ШЕЙНА, А.В. ЛАГУТИН**

ОБЩАЯ ХИМИЯ



• Издательство ТГТУ •

Учебное издание

ГРОМОВ Юрий Юрьевич,
ДЬЯЧКОВА Татьяна Петровна,
ШЕИНА Ольга Александровна,
ЛАГУТИН Андрей Владимирович

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

Редактор Т.М. Федченко

Компьютерное макетирование И.В. Евсеевой

Подписано к печати 12.12.2005.

Гарнитура Times New Roman. Формат 60 × 84/16. Бумага офсетная.

Печать офсетная. Объем: 7,21 усл. печ. л.; 7,28 уч.-изд. л.

Тираж 100 экз. С. 857

Издательско-полиграфический центр ТГТУ

392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

1 ВВЕДЕНИЕ

1.1 Вещества и их свойства. Предмет химии

Оглянемся вокруг. Мы сами и все, что нас окружает, состоит из веществ. Веществ очень много. В настоящее время ученые знают около 4 млн. органических и около 100 тыс. неорганических веществ. И все они характеризуются определенными свойствами. *Свойствами вещества называются признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой.*

Важнейшими физическими свойствами веществ являются:

- 1) агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное);
- 2) цвет;
- 3) плотность;
- 4) температуры кипения и плавления;
- 5) тепло- и электропроводность;
- 6) растворимость в воде и других жидкостях;
- 7) вкус и запах и т.д.

Например, алюминий – это металл серебристо-белого цвета, его плотность $2,7 \text{ г/см}^3$, температура плавления $660 \text{ }^\circ\text{C}$, он очень пластичен и электропроводен. Сера – это хрупкие кристаллы светло-желтого цвета, нерастворимые в воде; плотность серы $2,07 \text{ г/см}^3$, температура плавления $112,8 \text{ }^\circ\text{C}$. Мы перечислили характерные физические свойства алюминия и серы.

Каждый отдельный вид материи, обладающий при данных условиях определенными физическими свойствами называют веществом, например, алюминий, сера, вода, кислород,

Химия изучает состав, строение, свойства и превращение веществ.

В современной жизни, особенно в производственной деятельности человека химия играет исключительно важную роль. Нет почти ни одной отрасли производства, не связанной с применением химии. Природа дает нам лишь исходное сырье – дерево, руду, нефть и др. Подвергая природные материалы химической переработке, получают различные вещества – металлы, удобрения, синтетический каучук, пластмассы, искусственное волокно, искусственное топливо, красители, лекарства и т.д. Для химической переработки природного сырья необходимо знать общие законы превращения веществ. И эти знания дает химия.

Глубокое знание химии совершенно необходимо специалистам всех отраслей народного хозяйства. Наряду с физикой и математикой она составляет основу подготовки специалистов высокой квалификации.

Слова и словосочетания

вещество, -а	(не)органический, -ая,	характеризовать(ся)
свойство, -а	-ое, -ие	обработка
признак, -и	стекло	
агрегатное состояние	со- алюминий	удобрение, -ия
цвет	сера	каучук, -и
плотность	кислород	волокно, -а
теплопроводность	строение	топливо, -а
	превращение, -ия	

электропроводность	природа	краситель, -и
растворяться (в чем?)	сырье	химическая переработка
растворимость	природные материалы	специалист, -ы квалификация

Вопросы и задания

- 1 Назовите вещества, которые вы знаете.
- 2 Что такое вещество?
- 3 Что такое свойства вещества?
- 4 Какие свойства веществ вы знаете?
- 5 Опишите свойства веществ, которые приведены в табл. 1, по схеме: а) агрегатное состояние; б) цвет; в) запах, вкус; г) плотность; д) температура кипения, температура плавления; е) растворимость в воде.
- 6 Что изучает химия? Каково ее значение?
- 7 Назовите продукты химической промышленности, которые вы используете в повседневной жизни.
- 8 Расскажите, для чего вы изучаете химию.

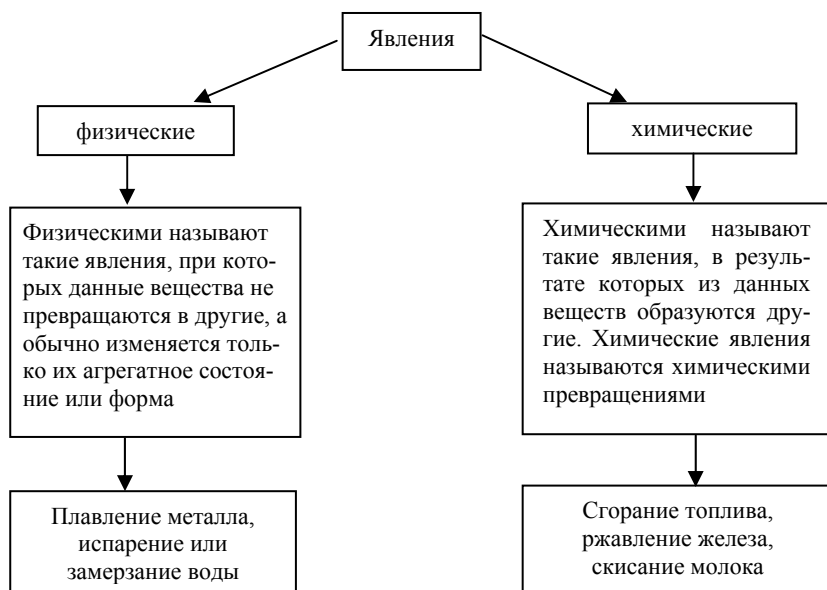
1 Плотности, температуры плавления и кипения некоторых веществ

Вещество	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
Вода	1,00	0	100
Этиловый спирт	0,8	-114	78,3
Алюминий	2,7	659	2447
Серебро	10,5	961,3	2180
Сера	2,1	112,8	445
Соль (NaCl)	2,2	801	1456
Азот	1,25	-209,9	-195,8
Кислород	1,43	218,7	-183

1.2 Физические и химические явления. Химические реакции

С веществами происходят различные изменения, например: испарение воды, плавление стекла, сгорание топлива, ржавление металлов и т.д. Эти изменения с веществами можно отнести к *физическим* или к *химическим явлениям* (схема 1).

Схема 1



П р и м е р ы

При химических реакциях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие другими свойствами. Об этом можно судить по *внешним признакам химических реакций*: 1) выделение теплоты (иногда света); 2) изменение окраски; 3) появление запаха; 4) образование осадка; 5) выделение газа.

Так, например, химическая реакция – горение веществ – сопровождается выделением теплоты и света. В результате химической реакции мрамора с соляной кислотой выделяется углекислый газ. Если выделяющийся углекислый газ пропустить через известковую воду, то образуется осадок.

Физические явления, которые происходят вокруг нас, имеют огромное значение. Например испарение воды, конденсация водяных паров и выпадение дождя составляют круговорот воды в природе. В промышленном производстве металлам, пластмассам и другим материалам придают определенную форму (при штамповке, прокате) и в результате получают многообразные предметы.

Большое значение имеют химические реакции. Они используются для получения металлов (железа, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и др.), а также пластмасс, минеральных удобрений, медикаментов и т.д. Во многих случаях химические реакции служат источником получения энергии различных видов. При сгорании топлива выделяется теплота, которую используют в быту и в промышленности. Сложные биохимические процессы, протекающие в организмах растений, животных и человека связаны с различными химическими превращениями.

Слова и словосочетания

изменяться	превращаться
изменение, -ия	форма, -ы
испарение	объем, -ы
испаряться	образоваться
горение	признаки
гореть	появление
растворение	появляться
растворяться	ржавление железа
превращение, -я	скисание молока

Вопросы и задания

- 1 При каких явлениях образуются новые вещества?
- 2 Какие явления называются химическими?
- 3 Какие это явления (физические или химические): а) плавление магния; б) горение магния; в) растворение магния в серной кислоте; г) плавление серы; д) горение серы; е) испарение спирта; ж) горение спирта; з) превращение мела в порошок?
- 4 Во что превращается: а) магний при горении; б) лед при плавлении; в) сера при горении; г) вода при кипении?
- 5 Что изменится, если: а) кусок мела превратить в порошок; б) расплавить серу; в) растворить металл в кислоте?
- 6 Какие свойства веществ называются химическими?
- 7 С чем магний вступает в реакцию при: а) горении; б) растворении в кислоте?
- 8 Определите, какие изменения характеризуют химическую реакцию: изменение формы тела, изменение цвета, образование вещества, которое не растворяется в воде, изменение агрегатного состояния вещества, образование газа, изменение объема, поглощение теплоты.
- 9 Составьте в тетради таблицу по данному образцу и заполните ее примерами на основе вашего жизненного опыта.

Примеры явлений	Значение этих явлений в природе, жизни и хозяйственной деятельности человека
1 Физические 1) ... 2) ... и т.д.	
2 Химические 1) ... 2) ... и т.д.	

II ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

2.1 Молекулярное строение вещества

Мы знаем, что при изменении температуры объем тела изменяется. Почему это происходит? Потому что многие вещества состоят из маленьких частиц – молекул. Между молекулами есть промежутки. При нагревании тела промежутки увеличиваются, при охлаждении – уменьшаются.

Молекула – это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.

Мы не можем увидеть отдельные молекулы воды и йода. Но они существуют. В электронный микроскоп видны только очень большие молекулы, например молекулы белка. Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания. Молекулы имеют массу, размеры, химические свойства. Молекулы одного вещества одинаковы. Молекулы разных веществ имеют разный состав, разную массу, разные размеры, разные свойства. Например все молекулы воды одинаковы. Молекулы воды и йода разные (рис. 1).

Молекулы постоянно движутся. В 1827 г. английский ученый Броун увидел в мик-

роскоп движение твердых частиц в жидкости. Частицы движутся непрерывно и беспорядочно. Это явление назвали броуновским движением. Оно показывает, что и молекулы жидкости беспорядочно и непрерывно движутся.

Молекулы одного вещества могут проникать между молекулами другого вещества. Это физическое явление называется *диффузией*.

Броуновское движение, диффузия, растворение вещества и другие явления показывают, что молекулы существуют и непрерывно движутся.

По современным представлениям из молекул состоят вещества в газообразном и парообразном состоянии. В твердом (кристаллическом) состоянии из молекул состоят лишь вещества, имеющие молекулярную структуру, например, органические вещества, неметаллы (за небольшим исключением), оксид углерода (IV), вода. Большинство же твердых (кристаллических) неорганических веществ не имеет молекулярной структуры. Они состоят не из молекул, а из других частиц (ионов, атомов) и существуют в виде макротел.

Например, многие сульфиды металлов, алмаз,

У веществ с молекулярной связью между молекулами менее атомами. Поэтому они имеют температуры плавления и немолекулярной структурой

частицами весьма прочна. Поэтому они имеют высокие температуры плавления и кипения. Современная химия изучает свойства микрочастиц (атомов, молекул, ионов и др.) и макротел.

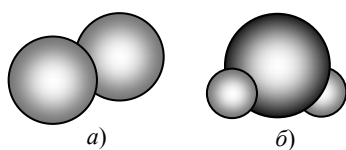


Рис. 1 Схемы молекул:
а – йода; б – воды

соли, оксиды и кремний, металлы.

структурой химическая прочна, чем между сравнительно низкие кипения. У веществ с химическая связью между

Слова и словосочетания

происхо- дить	электронный скоп, -ы	микро-	постоянно
частица, -ы	непрерывно		жидкость, -и
молекула, - ы	беспорядочно		проникать
между	сила, -ы		броуновское движение
промежу- ток	отталкивание		диффузия
увеличи- ваться	притяжение		макротело, -а
умень- шаться	белок		микрочастица, -ы
часть, -и	масса, -ы		(не)молекулярная
сохранять	размер, -ы		структура
			ион, -ы

Вопросы и задания

- 1 Из чего состоят вещества?
- 2 Почему тела изменяют объем при изменении температуры?
- 3 Что такое молекула?
- 4 Можно ли сказать, что молекула сохраняет все свойства вещества?
- 5 Какие свойства характеризуют вещество, а какие молекулу: температура кипения, масса, температура плавления, размер, состав, агрегатное состояние, плотность?
- 6 Можно ли сохранять газы в открытых колбах?
- 7 Что показывает броуновское движение?

8 Приведите примеры веществ с молекулярным и немолекулярным строением. Как эти вещества отличаются по свойствам?

2.2 Атомы. Химические элементы. Простые и сложные вещества

Молекулы и кристаллы состоят из атомов. *Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы.* Молекулы при химических реакциях распадаются, т.е. они являются химически делимыми частицами. Атомы при химических реакциях сохраняются. Из атомов образуются новые молекулы.

Атом → молекула, кристалл → вещество – это *виды существования материи.*

В природе существуют разные виды атомов, которые имеют разный размер, разную массу и разные свойства. *Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом.*

Важной характеристикой элементов является их распространенность в земной коре, т.е. в верхней твердой оболочке Земли, толщина которой условно принята за 16 км. Распределение элементов в земной коре изучает *геохимия* – наука о химии Земли. Советский геохимик академик А.П. Виноградов составил таблицу среднего химического состава земной коры. Согласно этим данным, самым распространенным элементом является кислород O – 47,2 % массы земной коры. Затем следуют кремний Si – 27,6 %, алюминий Al – 8,8 %, железо Fe – 5,1 %, кальций Ca – 3,6 %, натрий Na – 2,64 %, калий K – 2,6 %, магний Mg – 2,1 %, водород H – 0,15 %.

Из приведенных цифр видно, что элементы распространены в земной коре крайне неравномерно. Указанные 9 элементов составляют 99,79 % массы земной коры, все остальные – лишь 0,21 %.

Всего в природе (на Земле) установлено существование 89 различных химических элементов. Еще некоторые элементы получены искусственным путем с использованием ядерных реакторов и мощных ускорителей. В настоящее время известно 109 элементов. Имеются сведения о получении 110-го элемента. Эти элементы и образуют все окружающие нас вещества.

Все вещества делятся на простые и сложные.

Вещества, которые состоят из атомов одного элемента, называются простыми.

Сера S, водород H₂, кислород O₂, озон O₃, фосфор P, железо Fe – это простые вещества.

Вещества, которые состоят из атомов разных элементов, называются сложными.

Например, вода H₂O состоит из атомов разных элементов – водорода H и кислорода O; мел CaCO₃ состоит из атомов элементов кальция Ca, углерода C и кислорода O. Вода и мел – сложные вещества.

Понятие "простое вещество" нельзя отождествлять с понятием "химический элемент". Простое вещество характеризуется определенной плотностью, растворимостью, температурами кипения и плавления и др. Химический элемент характеризуется определенным положительным зарядом ядра (порядковым номером), степенью окисления, изотопным составом и др. Свойства элемента относятся к его отдельным атомам. Сложные вещества состоят не из простых веществ, а из элементов. Например, вода состоит не из простых веществ водорода и кислорода, а из элементов водорода и кислорода.

Названия элементов совпадают с названиями соответствующих им простых веществ, за исключением углерода.

Многие химические элементы образуют несколько простых веществ, различного строения и свойств. Это явление называется *аллотропией*, а образовавшиеся вещества *аллотропными видоизменениями* или *модификациями*. Так элемент кислород образует две аллотропные модификации: кислород и озон; элемент углерод – три: алмаз, графит и

$28,944 \cdot 10^{-24}$ г. Поэтому пользуются относительной физической величиной – относительной молекулярной массой (M_r).

Относительная молекулярная масса вещества – величина, равная отношению массы молекулы вещества к 1/12 массы атома углерода-12.

Числовое значение относительной молекулярной массы равно сумме относительных атомных масс атомов, из которых состоит молекула. Например, относительная молекулярная масса воды

$$M_{r(\text{H}_2\text{O})} = 2A_{r(\text{H})} + A_{r(\text{O})} = 2 \cdot 1,00797 + 1 \cdot 15,9994 = 18,01534.$$

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше, чем 1/12 часть массы атома углерода. Относительная молекулярная масса – одна из основных характеристик вещества.

Слова и словосочетания

относительный, ая, – ое, – ые	величина, -ы
использовать	выраженный, -ая, -ое, -ые
расчет, -ы	углерод
неудобно	количественный, -ая, -ое, -ые
	характеристика, -и

Вопросы и задания

- 1 Что называется относительной атомной массой?
- 2 Что показывает относительная атомная масса?
- 3 Во сколько раз масса атома: а) углерода; б) кислорода; в) серы; г) железа; д) фосфора больше, чем 1/12 часть массы атома углерода?
- 4 Определите относительные атомные массы: а) железа (масса атома железа $93,13 \cdot 10^{-24}$ г); б) водорода (масса атома водорода $1,67 \cdot 10^{-24}$ г); в) урана (масса атома урана $396,67 \cdot 10^{-24}$ г).
- 5 Что такое относительная молекулярная масса? Что она показывает?

2.4 Моль. Молярная масса

В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – это количество вещества, содержащее столько частиц (молекул, атомов, ионов или других), сколько содержится атомов в 12 граммах углерода ^{12}C .

Зная массу одного атома углерода ^{12}C ($19,93 \cdot 10^{-24}$ г), вычисляют число атомов N_A в 12 г углерода

$$N_A = \frac{12 \text{ г/моль}}{19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}.$$

Число частиц в одном моле любого вещества одно и то же. Оно равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и

называется постоянной Авогадро (обозначается N_A , размерность моль⁻¹). Очевидно, в двух молях углерода будет содержаться $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, в трех молях – $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов и т.д.

Масса $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц вещества называется его *молярной массой* (обозначается буквой M).

Молярную массу вещества можно рассчитать по формуле

$$M = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$$

или

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль},$$

где M_r – относительная молекулярная масса; $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – постоянная Авогадро; $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$ – это 1/12 массы атома углерода.

Числовое значение молярной массы вещества M равно относительной молекулярной массе (M_r) (табл. 2).

Молярная масса вещества выражается в граммах на моль (г/моль). Молярная масса атомарного азота $M_{(N)}$ равна 14 г/моль, молярная масса молекулярного азота $M_{(N_2)}$ равна 28 г/моль.

Молярная масса – это величина, равная отношению массы вещества (m) к количеству вещества (n)

$$M = \frac{m}{n}.$$

Поэтому масса четырех молей воды равна $18 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 72 \text{ г}$.

2 Относительные атомные или молекулярные массы и молярные массы некоторых веществ

Формула вещества	Относительная атомная или молекулярная масса	Число частиц в 1 моль	Молярная масса M , г/моль
Fe	56	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомов	56
O ₂	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	32
H ₂ O	18	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	18
CaCO ₃	100	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	100
H ₂ SO ₄	98	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	98
S	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ ато-	32

		МОВ	
--	--	-----	--

Молярная масса может быть подсчитана для веществ как в молекулярном, так и в атомном состоянии. Например, молярная масса молекулярного водорода $M(H_2) = 2$ г/моль, а молярная масса атомарного водорода $M(H) = 1$ г/моль.

Слова и словосочетания

моль	молярная масса
мера	столько

Вопросы и задания

- 1 Что такое моль?
- 2 Чему равна молярная масса любого вещества?
- 3 В каких единицах выражают молярную массу?
- 4 Определите молярные массы веществ: $CuSO_4$, Cl_2 , Zn , $Ca(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$.
- 5 Сколько граммов водорода содержится в: а) 1 моле воды; б) 3 молях NH_3 ; в) 0,5 молях H_2 ?
- 6 Сколько граммов железа содержится в: а) 5 молях железа; б) 2 молях Fe_2O_3 ; в) 0,2 молях Fe_3O_4 ; г) 3 молях $Fe_2(SO_4)_3$?
- 7 Сколько молей натрия содержится в: а) 2 граммах Na_2CO_3 ; б) 4 молях $NaOH$; в) 0,5 молях Na_2SO_4 ?
- 8 Сколько молей составляют: а) 10 г H_2O ; б) 96 г S ; в) 80 г $NaOH$; г) 4,9 г H_2SO_4 ?
- 9 Сколько атомов всех элементов содержится в: а) 20 г $NaOH$; б) 8,2 г $Ca(NO_3)_2$?
- 10 Сколько атомов кислорода содержится в: а) 2 молях O_2 ; б) 0,3 молях H_2SO_4 ; в) 68,4 г $Al_2(SO_4)_3$; г) 3,21 г $Fe(OH)_3$?
- 11 Сколько граммов серы содержат столько атомов, сколько их в 3 г водорода?
- 12 Сколько граммов серной кислоты содержат столько молекул, сколько их в 9 г воды?

2.5 Химические знаки и формулы

Элементы принято обозначать химическими знаками, которые состоят из первой буквы или первой и одной из последующих букв латинских названий элементов. Например, водород, носящий латинское название Hydrogenium, обозначается H, кислород – Oxygenium – O, алюминий – Aluminium – Al, железо – Ferrum – Fe, цинк – Zincum – Zn и т.д.

Химический знак обозначает: 1) название элемента; 2) 1 атом элемента; 3) 1 моль его атомов; 4) относительную атомную массу элемента; 5) атомный номер. Так знак Al показывает, что: 1) это алюминий; 2) 1 атом его; 3) 1 моль атомов алюминия; 4) относительная атомная масса алюминия $A_r = 27$ (округленно); 5) атомный номер 13.

Состав вещества можно выразить при помощи *химической формулы*. Химическая формула показывает: 1) из каких элементов состоит вещество (качественный состав); 2) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы вещества (количественный состав); 3) одну молекулу вещества.

Например, формула воды H_2O показывает, что: 1) молекула воды состоит из атомов водорода и кислорода, 2) в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода; 3) это одна молекула воды.

Маленькая цифра, которая стоит справа ниже химического знака (*индекс*), показывает, сколько атомов данного элемента входит в состав молекулы. Большая цифра, которая стоит перед химическим знаком или формулой (*коэффициент*), показывает число отдельных атомов или молекул. Например,

2H (два – аш) – два отдельных атома водорода;

↑

коэффициент

H₂ (аш – два) – одна молекула водорода;

↑

индекс

↓

5H₂ (пять аш – два) – пять молекул водорода.

↑

коэффициент

По химической формуле можно вычислить: 1) отношение масс элементов в веществе; 2) относительную молекулярную массу вещества; 3) состав вещества в массовых долях, в процентах (массовые доли, %).

Например, вычислим отношение масс элементов в молекуле воды H₂O. В состав молекулы воды входят два атома водорода ($A_{r(H)} = 1$) (их масса равна $1 \cdot 2 = 2$) и один атом кислорода ($A_{r(O)} = 16$).

Отношение массы водорода к массе кислорода в молекуле воды 2 : 16, или 1 : 8 (один к восьми).

Вычислим так же состав оксида магния MgO в массовых долях в процентах. В состав молекулы оксида магния входят один атом магния и один атом кислорода.

1) $M_{r(MgO)} = 24 + 16 = 40$;

2) в 40 массовых долях MgO содержится 24 массовые доли Mg. Отношение массы магния к массе оксида магния равно $24 : 40 = 0,6$, или в процентах – 60 %.

3) в 40 массовых долях MgO содержится 16 массовых долей O; отношение массы кислорода к массе оксида магния равно $16 : 40 = 0,4$, или в процентах – 40 %.

Состав оксида магния в массовых долях в процентах: 60 % магния и 40 %, кислорода.

Формулами обозначаются и молекулы простых веществ, если известно, из скольких атомов состоит молекула. Например, H₂, O₂, F₂. Однако если простое вещество имеет атомную или металлическую структуру или неизвестен атомный состав молекулы, то его обозначают химическим знаком элемента. Например, He, Si, Al.

Таким образом, химическая формула – это условная запись состава вещества при помощи химических знаков и индексов.

Слова и словосочетания

обозначать – обозначить (что?)	вычисление, -ия
выражать – выразить (что?)	коэффициент
вычислить (что?)	индекс
содержаться	доля
формула, -ы	массовый, -ая, -ое, -ые

Вопросы и задания

- 1 При помощи чего выражают состав вещества?
- 2 Что показывает: а) химический знак; б) химическая формула, в) индекс, г) коэф-

фициент?

3 Напишите формулы веществ, в которых содержится: а) один атом серы и два атома кислорода; б) три атома железа и четыре атома кислорода; в) два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода.

4 Обозначьте химическими знаками или формулами: а) три атома серы; б) два атома азота; в) семь молекул воды; г) один атом хлора; д) пять атомов железа.

5 Вычислите относительные молекулярные массы веществ: H_2SO_4 , $Mg(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, Al_2O_3 , $Ca_3(PO_4)_2$. Определите: а) отношение масс элементов, которые входят в состав этих веществ; б) состав этих веществ в массовых долях в процентах.

2.6 Стехиометрические законы

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные отношения между реагирующими веществами. В переводе с греческого слово "стехиометрия" имеет смысл "составная часть" и "измеряю".

Основу стехиометрии составляют *стехиометрические законы*: сохранения массы веществ, постоянства состава, закон Авогадро, закон объемных отношений газов, закон эквивалентов. Они подтвердили атомно-молекулярное. В свою очередь, атомно-молекулярное учение объясняет стехиометрические законы.

2.6.1 ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

В 1748 г. в результате экспериментов русский ученый М. В. Ломоносов открыл один из главных законов природы – *закон сохранения массы веществ*. В настоящее время этот закон формулируется так:

Общая масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна общей массе веществ, которые образуются в результате реакции.

Французский химик Лавуазье в 1789 г. подтвердил этот закон и сделал еще один очень важный вывод: масса каждого элемента, который участвует в реакции, не изменяется в этой реакции. Из этого положения следует, что при химических реакциях одни элементы не превращаются в другие.

Закон сохранения массы веществ подтверждает, что материя вечна, ничто не исчезает и не возникает из ничего, а только переходит из одного вида в другой.

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего. Общее число атомов при химической реакции не изменяется. Масса каждого атома при химической реакции остается постоянной, поэтому и общая масса веществ не изменяется.

Таким образом, закон сохранения массы веществ и закон сохранения энергии – это две стороны единого закона природы – вечности материи и ее движения.

Современная наука подтвердила выводы М. В. Ломоносова. Взаимосвязь массы и энергии (она рассматривается в физике) выражается уравнением А. Эйнштейна

$$\Delta E = \Delta mc^2,$$

где ΔE – изменение энергии; Δm – изменение массы вещества; c – скорость света в вакууме.

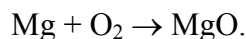
Закон сохранения массы веществ является основой количественного химического анализа. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять химические уравнения и по ним производить расчеты.

Химическое уравнение – это выражение химической реакции с помощью химических формул. Каждое уравнение состоит из двух частей, соединенных знаком равенства. В левой части пишут формулы веществ, которые вступают в реакцию, в правой – формулы веществ, которые образуются в результате реакции. Левая и правая части соединяются

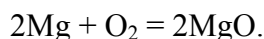
знаком равенства.

Согласно закону сохранения массы веществ, число атомов каждого элемента в левой и правой части химического уравнения должно быть одинаковым. Чтобы их уравнивать, используют коэффициенты.

Например, схема горения магния в кислороде

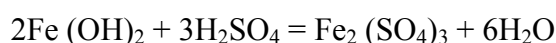


Уравнение реакции горения магния в кислороде



Читают это уравнение так: *два-магний плюс о-два равняется два-магний-о.*

Уравнение реакции между гидроксидом железа (II) и серной кислотой



читают так: *два-феррум-о-аш-дважды плюс три-аш-два-эс-о-четыре равняется феррум-два-эс-о-четыре-трижды плюс шесть-аш-два-о.*

Слова и словосочетания

результат, -ы	подтверждать – подтвердить	вывод, -ы
эксперимент, -ы	(что?)	следо-
сохранение	исчезать – исчезнуть	вать
формулировать, -	согласно (чему?)	основа, -
ся		ы

Вопросы и задания

- 1 Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
- 2 Изменяется ли при химической реакции а) масса атома; б) число атомов?
- 3 Какой закон открыл М.В. Ломоносов?
- 4 Что показывает химическое уравнение?
- 5 Сколько граммов магния сгорело в кислороде, если в реакцию вступило 32 г кислорода, а в результате образовалось 80 г MgO?
- 6 Поставьте коэффициенты и замените стрелки знаком равенства, прочитайте уравнения реакции:
 - а) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - г) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 - д) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

2.6.2 ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

В 1799 г. французский ученый Пруст открыл закон постоянства состава.

Всякое чистое вещество имеет постоянный состав, который не зависит от способа получения этого вещества.

Например, вода H_2O (аш – два – о) состоит из водорода и кислорода (качественный состав). В воде содержится 11,11 % водорода и 88,89 % кислорода (количественный со-

став). Воду можно получить разными способами: синтезом из кислорода и водорода, реакцией нейтрализации, из кристаллогидратов и т.д. Во всех случаях чистая вода имеет одинаковый состав.

Пероксид водорода H_2O_2 (аш – два – о – два), как и вода, состоит из водорода и кислорода. Но количественный состав пероксида водорода отличается от количественного состава воды. В пероксиде водорода содержится 5,89 % (пять целых восемьдесят девять сотых процента) водорода и 94,11 % (девяносто четыре целых одиннадцать сотых процента) кислорода. Пероксид водорода имеет характерные свойства, которые отличаются от свойств воды.

Как мы видим, количественные изменения приводят к качественным изменениям. Количество и качество находятся в динамической взаимосвязи.

Последующее развитие химии показало, что существуют соединения как постоянно-го, так и переменного состава. Первые были названы *дальтонидами* (в честь английского физика и химика Дальтона), вторые – *бертоллидами* (в память французского химика Бертолле, который предвидел существование таких соединений). Состав дальтонилов выражается простыми формулами с целочисленными индексами, например H_2O , HCl , CH_4 , C_6H_6 . Состав бертоллидов изменяется, они имеют дробные индексы. Так, оксид титана (II) в действительности имеет состав от $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$, а состав оксида титана (IV) изменяется от $TiO_{1,9}$ до $TiO_{2,0}$ (в зависимости от условий синтеза). Бертоллиды распространены среди оксидов, гидридов, сульфидов, силицидов, нитридов, карбидов и других неорганических соединений, имеющих кристаллическую структуру.

В связи с этим в современную формулировку закона постоянства состава следует внести уточнение. **Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способов получения. Состав же соединений с немолекулярной структурой зависит от условий получения** (например, состав оксида титана (II) зависит от температуры и давления кислорода, который применяется при его синтезе).

Слова и словосочетания

всякий, -ая, -ое, -ие	способ, -ы	дальтониды
чистый, -ая, -ое, -ые	получение	бертоллиды
постоянный, -ая, -ое, -ые	находиться	постоянство
динамический, -ая, -ое, -ие	зависеть (от чего?)	синтез

Вопросы и задания

- 1 Сформулируйте закон постоянства состава.
- 2 Что такое бертоллиды и дальтониды?
- 3 Какую современную формулировку имеет закон постоянства состава?

2.6.3 ЗАКОН АВОГАДРО

Объем определенного числа молекул газа – величина не постоянная. Он зависит от условий, т.е. от температуры T и давления p .

В 1811 г. итальянский ученый Авогадро сформулировал гипотезу.

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Экспериментальные факты подтвердили эту гипотезу. Она стала законом.

Авогадро показал, что молекулы простых газов (водорода, кислорода, азота, фтора, хлора и др.) состоят из двух атомов.

Газы подчиняются закону Авогадро, а твердые и жидкие вещества не подчиняются.

Почему? В газах при малых давлениях расстояние между молекулами в тысячу раз больше, чем размеры самих молекул. Поэтому объем газа определяется главным образом числом молекул и величиной промежутков (расстоянием) между молекулами. Размеры самих молекул роли не играют. При одинаковом давлении и одинаковой температуре расстояния между молекулами для различных газов приблизительно одинаковы. Таким образом, одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

В жидких и твердых веществах расстояния между молекулами малы, поэтому их объемы определяются не только числом, но и размерами молекул.

При низких температурах или высоких давлениях газы не подчиняются закону Авогадро, так как расстояние между молекулами уменьшается и становится близким к размерам самих молекул. Газы при низких температурах или высоких давлениях сходны с жидкостями.

Из закона Авогадро вытекают два следствия.

Первое следствие из закона Авогадро

Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

Мы знаем (см. п. 2.4), что 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Из закона Авогадро следует, что $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул любого газа при одинаковых условиях должны занимать одинаковый объем.

Рассчитаем объем, который занимает при нормальных условиях (н. у.) ($t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ и $P = 101325 \text{ Па}$) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул некоторых газов. Для этого, согласно формуле $V = M/\rho$, молярную массу газа M нужно разделить на плотность данного газа ρ (массу 1 л данного газа в граммах) при нормальных условиях.

3 Молярные массы и плотности некоторых газов

Газ	Молярная масса газа, г/моль	Плотность газа при нормальных условиях, г/л
Водород H_2	2	0,09
Кислород O_2	32	1,43
Оксид углерода (II) CO	28	1,25

Находим, что $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул каждого из этих газов (1 моль молекул) при нормальных условиях занимают объем:

$$V_{\text{H}_2} = \frac{2 \text{ г/моль}}{0,09 \text{ г/л}} \approx 22,4 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{32 \text{ г/моль}}{1,43 \text{ г/л}} \approx 22,4 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{CO}} = \frac{28,01 \text{ г/моль}}{1,25 \text{ г/л}} \approx 22,4 \text{ л/моль}.$$

Объем, который занимает $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул любого газа при нормальных условиях,

приблизительно равен 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа V_m .

Молярный объем газа выражают в единицах: м³/моль (метр кубический на моль) и л/моль (литр на моль).

Второе следствие из закона Авогадро. Из закона Авогадро следует, что плотность ρ любого газа можно рассчитать по формуле

$$\rho = M / V_m,$$

где M – молярная масса газа; V_m – молярный объем газа.

Отношение плотностей двух газов при одинаковых условиях называется относительной плотностью одного газа по другому (D).

Найдем относительную плотность первого газа по второму

$$D = \rho_1 / \rho_2.$$

Так как

$$\rho_1 = M_1 / V_{m1},$$

$$\rho_2 = M_2 / V_{m2},$$

а при одинаковых условиях молярный объем разных газов одинаковый

$$V_{m1} = V_{m2},$$

то
$$D = M_1 V_{m2} / (V_{m1} M_2) = M_1 / M_2.$$

Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс

$$D = M_1 / M_2 = M_{r1} / M_{r2}.$$

Часто определяют относительную плотность газов по водороду или по воздуху.

Расчет относительной плотности газов по водороду. Относительная молекулярная масса водорода $M_{r(H_2)} = 2$, поэтому относительную плотность газа по водороду рассчитывают по формуле

$$D_{H_2} = M_{\text{газа}} / 2.$$

Например, относительная плотность кислорода по водороду

$$D_{H_2} = 32 / 2 = 16.$$

Расчет относительной плотности газа по воздуху. Относительная молекулярная масса воздуха $M_{r\text{воздуха}} = 29$, поэтому относительную плотность газа по воздуху рассчитывают по формуле

$$D_{\text{в}} = M_{\text{газа}} / 29.$$

Например, относительная плотность сероводорода H_2S по воздуху $D_{\text{в}} = 34/29 = 1,17$.

Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого.

Закон Авогадро открывает путь для экспериментального определения относительных молекулярных масс газов.

Расчет относительной молекулярной массы газа по плотности (ρ). Если мы знаем плотность газа при нормальных условиях, можно определить молярную массу по формуле

$$M_{\text{газа}} = \rho V_m.$$

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

Пример. Определить $M_{\text{г}}$ газа, если $\rho = 1,25$ г/л.

Решение: $M_{\text{газа}} = \rho V_m = 1,25$ г/л \cdot $22,4$ л/моль = 28 г/моль.

$$M_{\text{г}} = 28$$

Расчет относительной молекулярной массы газа по массе определенного объема газа. Если мы знаем массу m определенного объема V газа, то молярную массу можно определить из пропорции:

V , л газа	имеют	массу m , г
$22,4$ л/моль	. . .	M , г/моль

$$M = \frac{22,4 \text{ л/моль} \cdot m, \text{ г}}{V, \text{ л}}.$$

Пример. Определить относительную молекулярную массу газа, если $4,2$ г газа занимают при н. у. объем 3 л.

Решение:

3 л газа	–	$4,5$ г
$22,4$ л/моль	–	M , г/моль

$$M = \frac{22,4 \text{ л/моль} \cdot 4,2 \text{ г}}{3 \text{ л}} = 32 \text{ г/моль}, \quad M_{\text{г}} = 32.$$

Расчет относительной молекулярной массы по относительной плотности газа. Если мы знаем плотность одного газа по другому и относительную молекулярную массу одного газа, можно определить относительную молекулярную массу другого газа.

Пример. Найти относительную молекулярную массу газа, если его плотность по кислороду D_{O_2} равна $2,63$.

Решение:

$$D_{\text{O}_2}^{(\text{газа})} = \frac{M}{M_{\text{г}(\text{O}_2)}} = 2,62; \quad M = D_{\text{O}_2} M_{\text{г}(\text{O}_2)} = 2,62 \cdot 32 = 83,7.$$

Формулу для определения относительной молекулярной массы любого газа по его относительной плотности по водороду или по воздуху впервые предложил в 1856 г. Д.И. Менделеев.

Слова и словосочетания

измерять, -ся	подчиняться (чему?)	сам, -а, -о, -и
давление	расстояние, -я	становиться
гипотеза, -ы	приблизительно	т.е. – то есть
факт, -ы	занимать объем	близкий, -ая, -ое, -
нормальные условия	рассчитывать – рас-	ие
(т.е.)	считать	свой

Вопросы и задания

- 1 Сформулируйте закон Авогадро.
- 2 Из какого числа атомов состоят молекулы водорода, азота, кислорода, озона, хлора, фтора?
- 3 От чего зависит объем газа?
- 4 Чем определяется: а) объем газа; б) жидкого вещества?
- 5 Подчиняются ли закону Авогадро: а) газы; б) жидкие вещества; в) твердые вещества? Почему?
- 6 При каких условиях газы не подчиняются закону Авогадро? Почему?
- 7 Что называется молярным объемом газа?
- 8 В каких единицах выражают молярный объем газа?
- 9 Что называется относительной плотностью?
- 10 Чему равна относительная плотность?
- 11 Что показывает относительная плотность?
- 12 Выведите формулы для расчета относительной плотности газа по: а) водороду; б) воздуху; в) кислороду;
- 13 Какова относительная молекулярная масса газа, если масса 1 л его при н. у. 2,86 г?
- 14 Определите массу при н. у. а) 1 л аммиака NH_3 ; б) 0,5 л водорода H_2 ; в) 2 л оксида углерода (IV) CO_2 .
- 15 Во сколько раз оксид углерода (IV) CO_2 тяжелее: а) метана; б) гелия; в) воздуха?
- 16 Чему равна относительная молекулярная масса газа, если при н. у.: а) плотность по водороду равна 8; б) плотность по воздуху равна 1,52; в) 5 г газа занимают объем 2 л; г) масса 1 л газа 0,9 г?

2.6.4 ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ ГАЗОВ

В 1808 г. Гей-Люссак сформулировал закон объемных отношений.

Объемы газов, которые при одинаковых условиях вступают в реакцию и которые получаются в результате реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Согласно закону Авогадро равное число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Значит, 1 моль молекул любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Поэтому в реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ один объем водорода соединяется с одним объемом хлора, и образуются два объема хлороводорода, т.е. объемные отношения газов 1 : 1 : 2. Эти отношения можно определить по коэффициентам, которые стоят перед газообразными соединениями в химическом уравнении. Закон объемных отношений помогает рассчитать объемы газов, которые вступа-

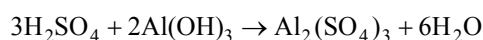
Например, углерод и кислород образуют два соединения CO и CO₂.

Формулы веществ	CO	CO ₂
Отношение масс элементов	12 : 16 = 6 : 8	12 : 32 = 3 : 8
Эквивалент углерода, моль	1/2	1/4
Эквивалентная масса, г/моль	6	3

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или любого другого вещества.

Например, в реакции $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ с 1 массовой частью водорода реагирует 40 массовых частей CuO, поэтому $M_3(\text{CuO}) = 40$ г/моль.

В кислотно-основной реакции



шести атомам водорода (в трех молекулах H₂SO₄) соответствуют две молекулы Al(OH)₃. Следовательно, одному моль атомов водорода эквивалентна 1/3 (одна треть) моль Al(OH)₃. Эквивалент гидроксида алюминия равен 1/3 моль.

В конце XVIII в. немецкий ученый Рихтер открыл *закон эквивалентов*, который в настоящее время формулируется так.

Массы веществ, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, пропорциональны их эквивалентам.

$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$ – математическая запись закона эквивалентов, где m_1 и m_2 – массы веществ;

\mathcal{E}_1 и \mathcal{E}_2 – эквиваленты этих веществ.

Наряду с понятием об эквивалентной массе иногда удобно пользоваться понятием об *эквивалентном объеме*, т.е. об *объеме который занимает при данных условиях один эквивалент рассматриваемого вещества*. Например, при нормальных условиях, эквивалентный объем водорода равен 22,4 л/моль, эквивалентный объем кислорода – 5,6 л/моль.

При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона эквивалентов.

Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

Эквивалент является важной количественной характеристикой элемента или вещества. Закон эквивалентов раскрывает связи между качественной и количественной характеристиками вещества.

Слова и словосочетания

соединяться – соединиться	эквивалент
определенный, -ая, -ое, -ые	эквивалентная масса
взаимодействовать (с чем?)	эквивалентный объем
реагировать (с чем?)	значение
пропорциональный (чему?)	кислотно-основная реакция
замещать(ся)	

Вопросы и задания

- 1 Что называется эквивалентом а) элемента, б) сложного вещества?
- 2 Сформулируйте закон эквивалентов.
- 3 Определите эквивалентную массу азота в следующих соединениях: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
- 4 Рассчитайте эквивалентную массу и валентность железа, если 22,4 г железа соединяются с 9,6 г кислорода.
- 5 Одинаковое количество водорода взаимодействует с 4 г брома или с 0,8 г серы. Определите эквивалентную массу серы, если эквивалентная масса брома 80 г/моль.
- 6 Определите число моль-эквивалентов кислорода: а) в 1 моле O_2 ; б) в 24 молях O_2 .
- 7 Какой объем водорода выделится при реакции с кислотой одного моля металла: а) одновалентного; б) двухвалентного; в) трехвалентного? Используйте закон эквивалентов.

2.7 Атомно-молекулярное учение

Еще древнегреческие философы считали, что вещества состоят из очень маленьких неделимых частиц – атомов. Но доказать это экспериментально они не могли.

В XVIII – XIX вв. в результате работ М.В. Ломоносова, Дальтона, Авогадро и других ученых была выдвинута гипотеза об атомно-молекулярном строении вещества. Эта гипотеза основана на идее о реальном существовании атомов и молекул. В 1860 г. Международный конгресс химиков четко определил понятия "*атом*" и "*молекула*". Атомно-молекулярное учение приняли все ученые. Химические реакции стали рассматриваться с точки зрения атомно-молекулярного учения. В конце XIX и в начале XX вв. атомно-молекулярное учение превратилось в научную теорию. В это время ученые доказали экспериментально, что атомы и молекулы существуют объективно, независимо от человека.

В настоящее время возможно не только вычислить размеры отдельных молекул, их массы, но и определить порядок соединения атомов в молекуле. Ученые определяют расстояние между молекулами и даже фотографируют некоторые макромолекулы. Также теперь известно, что не все вещества состоят из молекул.

Однако относительные молекулярные массы вычисляются как для веществ с молекулярным, так и для веществ с немолекулярным строением. Для последних понятия "*молекула*" и "*относительная молекулярная масса*" употребляются условно.

Основные положения атомно-молекулярного учения:

- 1 *Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.*
- 2 *Между молекулами существуют промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния и температуры.* Наибольшие расстояния имеются между молекулами газов. Этим объясняется их легкая сжимаемость. Труднее сжимаются жидкости, где промежутки между молекулами значительно меньше. В твердых веществах промежутки между молекулами еще меньше, поэтому они почти не сжимаются.
- 3 *Молекулы находятся в непрерывном движении.* Скорость движения молекул зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул возрастает.
- 4 *Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания.* В наибольшей степени эти силы выражены в твердых телах, в наименьшей – в газах.
- 5 *Молекулы состоят из атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.*
- 6 *Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой и свойствами.*
- 7 *При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются.* При химических реакциях происходит перегруппировка атомов.

Атомно-молекулярная теория – одна из главных теорий естественных наук. Эта теория подтверждает материальное единство мира.

Слова и словосочетания

древнегреческий философ, -ы	идея, -и	рассматривать – рассмотреть
неделимый	реальный	точка зрения
доказать	положение, -я	рассматривать с точки зрения
формировать, -ся	непрерывно	перегруппировка, -и
	единство	

Вопросы и задания

- 1 Назовите основные положения атомно-молекулярного учения.
- 2 Из чего состоит вещество?
- 3 Что происходит с молекулами при: а) физических явлениях; б) химических явлениях?
- 4 Что происходит с веществом при: а) физических явлениях; б) химических явлениях?
- 5 Что происходит с элементами при химических явлениях?
- 6 Какое значение имеет атомно-молекулярное учение?

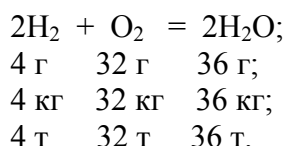
III ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

3.1 Расчеты по химическим формулам

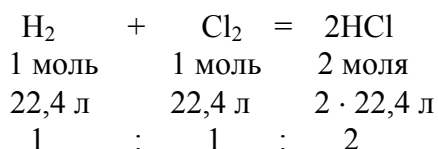
При расчетах по химическим формулам и уравнениям следует учитывать следующее.

1 Химическая формула обозначает не только одну молекулу вещества, но и моль этого вещества.

2 Массы вещества можно выражать в граммах, килограммах, тоннах и т.д. Пропорциональность масс веществ, которые вступают в химическую реакцию и которые образуются в результате реакции, не зависит от выбора единицы массы. Например,



3 В уравнении реакции коэффициенты перед формулами газообразных веществ показывают не только отношение молей газов, но и отношение их объемов:



Пример 1 Сколько тонн алюминия содержится в 20,4 т оксида алюминия Al_2O_3 ?

Дано:	Решение:
$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ т}$	а) $M_{\text{r}(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102;$
	б) 102 мас. части Al_2O_3 содержат 54 мас.

$m(\text{Al}) - ?$	части Al			
	102 т	Al_2O_3	"	54 т
	Al			
	20,4 т	Al_2O_3	"	x т
	Al			
	Составляем пропорцию:			
	$102 \text{ т} : 54 \text{ т} = 20,4 \text{ т} : x$;			
	$x = \frac{54 \cdot 20,4}{102} = 10,8 \text{ (т)}$.			
	Ответ: 10,8 т алюминия.			

Пример 2 Найти простейшую формулу соединения, которое содержит 43,39 % натрия, 11,32 % углерода, 45,29 % кислорода.

Дано:

$$W(\text{Na}) = 43,39 \%$$

$$W(\text{C}) = 11,32 \%$$

$$W(\text{O}) = 45,29 \%$$

$\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z - ?$

Решение:

Обозначим число атомов натрия в молекуле x , число атомов углерода y , число атомов кислорода z . Тогда формула вещества будет $\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z$;

Из данных массового состава видно, что на 43,39 мас. частей Na приходится 11,32 мас. частей C и 45,29 мас. частей O.

Если мы разделим массовые доли элементов в соединении на их относительные атомные массы, то мы найдем соотношение между числом атомов в молекуле вещества, т.е.

$$x : y : z = \frac{W(\text{Na})}{A_r(\text{Na})} : \frac{W(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{W(\text{O})}{A_r(\text{O})} = \frac{43,39}{23} : \frac{11,32}{12} : \frac{45,29}{16} =$$

$$= 1,88 : 0,94 : 2,82.$$

Наименьшее число 0,94 примем за единицу. Тогда

$$x : y : z = 2 : 1 : 3.$$

Это значит, что на два атома натрия приходится один атом углерода и три атома кислорода. Простейшая формула соединения Na_2CO_3 .

Ответ: Na_2CO_3 .

Часто состав вещества определяют по анализу продуктов его горения.

Пример 3 При полном сгорании 10,4 г газа получилось 35,2 г оксида углерода (IV) CO_2 и 7,2 г воды. Плотность этого газа по водороду равна 13. Найдите молекулярную формулу вещества.

Дано:

$$m_{\text{газа}} = 10,4 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 35,2 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 7,2 \text{ г}$$

$$D_{\text{H}_2} = 13$$

Формула газа

– ?

Решение:

1 Определим качественный состав вещества:

а) обозначим формулу вещества через x и напишем схему реакции:

$X + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Как видно, в состав вещества X входят элементы углерод, водород и, возможно, кислород. Поэтому формула вещества может быть C_xH_y или $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$;

б) определим, сколько граммов углерода содержится в 10,4 г вещества.

$$M_{\text{r}(\text{CO}_2)} = 44$$

$$44 \text{ г CO}_2 \text{ содержит } 12 \text{ г C}$$

$$35,2 \text{ г} \quad . . . \quad x \text{ г}$$

$$x = \frac{35,2 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 9,6 \text{ г} = m(\text{C});$$

$$M_{r(\text{H}_2\text{O})} = 18,$$

18 г H_2O содержат 2 г Н
7,2 г x г

$$x = \frac{7,2 \text{ г} \cdot 2 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 0,8 \text{ г} = m(\text{H}).$$

Сумма масс углерода и водорода в 10,4 г веществ равна $9,6 \text{ г} + 0,8 \text{ г} = 10,4 \text{ г}$. Значит, вещество состоит из углерода и водорода, а кислород в состав вещества не входит, поэтому формулу вещества нужно записать C_xH_y .

2 Определим количественный состав вещества, т.е. значения x и y . Для этого разделим массы элементов в веществе на их относительные атомные массы и получим соотношение между числом атомов в молекуле вещества

$$x : y = \frac{m(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{m(\text{H})}{A_r(\text{H})} = \frac{9,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,8 : 0,8 = 1 : 1.$$

Простейшая формула вещества CH .

3 Найдем молекулярную формулу вещества. Для этого определим относительную молекулярную массу вещества по формуле

$$M_r = D_{\text{H}_2} \cdot 2,$$

где D_{H_2} – плотность вещества по водороду.

$$M_r = 13 \cdot 2 = 26 \quad M_{r(\text{CH})_n} = 26$$

$$(12 + 1) n = 26$$

$$n = 2$$

Молекулярная формула вещества C_2H_2 .

Ответ: C_2H_2 .

Слова и словосочетания

означать простейший, -ая, -ее, -ие

обозначать – обозначить приходится

Вопросы и задания

- 1 Вычислить состав в массовых долях в процентах: а) мела CaCO_3 ; б) карбоната натрия Na_2CO_3 ; в) серной кислоты H_2SO_4 .
- 2 Сколько тонн серы содержится в 24 т пирита FeS_2 ?
- 3 Сколько граммов: а) кальция, б) фосфора, д) кислорода содержится в 620 г фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?
- 4 Сколько граммов железа содержится в 2 молях оксида железа (III) Fe_2O_3 ?
- 5 Найти простейшую формулу соединения, которое содержит 35 % азота (N), 5 % водорода (H), 60 % кислорода (O).

6 Найти простейшую формулу соединения, которое содержит 40 % меди (Cu), 20 % серы (S), 40 % кислорода (O).

7 При полном сгорании 6,9 г вещества получилось 13,2 г оксида углерода (IV) CO₂, и 8,1 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 23. Найти молекулярную формулу вещества.

3.2 Расчеты по химическим уравнениям

Расчеты по химическим уравнениям называются стехиометрическими расчетами. Они основаны на законе сохранения массы веществ.

Пример 1 Сколько граммов оксида магния MgO образуется при сгорании 3 г магния?

Дано: $m(\text{Mg}) = 3 \text{ г}$	Решение: а) Запишем уравнение реакции
$m(\text{MgO}) - ?$	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}.$ б) Определим количество вещества магния, которое вступило в реакцию с кислородом $n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{6 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$ в) Согласно уравнению реакции $n(\text{MgO}) = n(\text{Mg}) = 0,25 \text{ моль}.$ г) Определим массу оксида магния $m(\text{MgO}) = n \cdot M = 0,25 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 10 \text{ г}.$
	Ответ: 10 г оксида магния.

Пример 2 Сколько литров кислорода (н. у.) вступит в реакцию при сгорании 4,8 г магния?

Дано: $m(\text{Mg}) = 4,8 \text{ г}$	Решение: а) запишем уравнение реакции
$V(\text{O}_2) - ?$ (н.у.)	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO};$ б) определим количество вещества магния, которое вступило в реакцию с кислородом $n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{4,8 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$ в) согласно уравнению реакции $n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{Mg}) = 0,1 \text{ моль};$ г) определим объем кислорода $V(\text{O}_2) = n \cdot V_m = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$

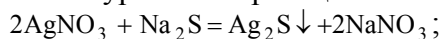
Ответ: 2,24 л кислорода.

Пример 3 К раствору, содержащему нитрат серебра AgNO_3 массой 25,5 г, прилили раствор, содержащий сульфид натрия Na_2S массой 7,8 г. Какая масса осадка образуется при этом?

Дано:
 $m(\text{AgNO}_3) = 25,5 \text{ г}$
 $m(\text{Na}_2\text{S}) = 7,8 \text{ г}$
 $m_{\text{осадка}} = ?$

Решение:

а) запишем уравнение реакции



б) определим количества вещества нитрата серебра и сульфида натрия:

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{25,5 \text{ г}}{170 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль},$$

$$n(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{S})}{M(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{7,8 \text{ г}}{78 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

в) из уравнения реакции следует, что для реакции с 2 молями нитрата серебра требуется 1 моль сульфида натрия. Следовательно,

$$\frac{n'(\text{AgNO}_3)}{n'(\text{Na}_2\text{S})} = 2.$$

Если

$$n'(\text{AgNO}_3) = n(\text{AgNO}_3); \quad n'(\text{AgNO}_3) = 0,15 \text{ моль},$$

$$\text{то } n'(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{1}{2} n'(\text{AgNO}_3) = \frac{0,15}{2} \text{ моль} = 0,075 \text{ моль}.$$

0,075 моль – это количество вещества сульфида натрия, которое потребуется для реакции, следовательно, он взят в избытке.

Таким образом нитрат серебра полностью вступил в реакцию, а часть сульфида натрия осталась после реакции. Количество и массу продукта реакции рассчитываем по количеству вещества, которое полностью вступило в реакцию, т.е. по нитрату серебра.

Из уравнения реакции следует

$$\frac{n(\text{AgNO}_3)}{n(\text{Na}_2\text{S})} = 2.$$

Отсюда

$$n'(\text{Ag}_2\text{S}) = \frac{1}{2} n(\text{AgNO}_3) = \frac{0,15}{2} \text{ моль} = 0,075 \text{ моль}.$$

Определяем массу сульфида серебра, который выпал в осадок:

$$m(\text{Ag}_2\text{S}) = n(\text{Ag}_2\text{S}) \cdot M(\text{Ag}_2\text{S});$$

$$m(\text{Ag}_2\text{S}) = 0,075 \text{ моль} \cdot 248 \text{ г/моль} = 18,6 \text{ г}.$$

Ответ: в осадок выпало 18,6 г сульфида серебра.

Слова и словосочетания

сгорание	избыток	осадок
сгореть	полностью	выпадать в осадок
прибавить	разложение	нитрат серебра
		сульфид натрия

Вопросы и задания

- 1 Сколько граммов серы сгорело, если в результате реакции получили 5,6 л оксида серы (IV) SO_2 (н. у.)? Сколько литров кислорода (н. у.) вступило в реакцию?
- 2 Сколько литров водорода (н. у.) образуется при взаимодействии 13 г цинка с избытком хлороводородной кислоты HCl ?
- 3 Разложение карбоната кальция CaCO_3 выражается уравнением: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. Сколько граммов карбоната кальция разложилось, если образовалось 11,2 г оксида кальция CaO ?
- 4 Сколько граммов соли хлорида магния MgCl_2 образуется при действии 18,25 г хлороводородной кислоты HCl на 4 г оксида магния MgO ?
- 5 Определите формулу газа, если при сгорании 40 мл этого газа в 60 мл кислорода образовалось 40 мл водяных паров и 40 мл газа SO_2 .

3.3 Практическое применение химических расчетов

Химические реакции лежат в основе многих производств, например производства металлов, красителей, удобрений, лекарств, стекла, продуктов питания и других.

Для правильного проведения химических реакций, улучшения и увеличения количества химической продукции нужно знать количество исходных веществ и конечных продуктов, их качественный и количественный состав. Для этого проводят расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Обычно в производстве получается меньше продукта, чем рассчитывают по химическому уравнению реакции.

Процентное отношение количества продуктов, которое получается в производстве ($m_{\text{пр}}$), к количеству продуктов, которое рассчитывают по уравнению реакции ($m_{\text{теор}}$), называется выходом продукта (η)

$$\eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} 100 \%$$

Например согласно расчету по уравнению реакции должны получить 100 кг продукта. На практике получили 93 кг. Выход продукта равен

$$\eta = \frac{93 \text{ кг}}{100 \text{ кг}} 100 \% = 93 \%$$

Знание выхода продукта помогает технологам управлять производственными процессами.

Слова и словосочетания

продукт, -ы	продукция
применение	технолог, -и
производство	производственный, -ая, -ое, -ые
краситель, -и	практический, -ая, -ое, -ие
удобрение, -я	исходный, -ая, -ое, -ые
питание	выход продукта
проведение	обычно
процесс, -ы	управлять

Вопросы и задания

- 1 Какие вы знаете производства, основанные на химических реакциях?
- 2 Что называется выходом продукта?
- 3 Для чего применяются расчеты по формулам и уравнениям?
- 4 В промышленности аммиак получают из водорода и азота согласно уравнения реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Рассчитайте выход аммиака, если из 22,4 кг азота и избытка водорода получили 25,84 кг аммиака.
- 5 Сколько аммиака можно получить из 56 т азота и избытка водорода, если выход аммиака оставляет 95 % ?

IV ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

4.1 Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

После открытия основных законов химии и создания атомно-молекулярного учения химия быстро развивалась как наука. В конце XVIII в. было известно около 30 химических элементов, в середине XIX в. – более 60. Назрела необходимость их систематизировать. До Д.И. Менделеева ученые разных стран (английские – У. Одлинг и Дж. Ньюлэндс, немецкие – И. Деберейнер и Л. Мейер, французские – Ж. Дюма и А. Шанкуртуа, и другие) пытались классифицировать химические элементы. Но решил эту задачу русский ученый Д.И. Менделеев в 1869 г.

Менделеев Д.И. положил в основу классификации химических элементов величину атомной массы элемента. Он расположил все известные тогда элементы в порядке возрастания их атомных масс и при этом обнаружил связь свойств химических элементов с их атомными массами. Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон.

Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.

Запишем несколько элементов в порядке увеличения их атомных масс (A_r):

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
A_r	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31	32	35,5

Первый элемент в этом ряду – литий Li – активный металл. Активность следующего металла, бериллия Be, меньше. Элемент бор B отделяет металлы от неметаллов. Дальше идут неметаллы, активность которых увеличивается от углерода C к фтору F. За фтором следует инертный газ неон Ne. Таким образом, при увеличении атомной массы степень

окисления и другие свойства элементов в ряду изменяются.

Но после неона свойства начинают повторяться. Следующий элемент натрий Na повторяет свойства лития Li. Магний Mg повторяет свойства бериллия Be. Близкие свойства имеют бор B и алюминий Al, углерод C и кремний Si, азот N и фосфор P, кислород O и сера S, фтор F и хлор Cl, неон Ne и аргон Ar.

Сравним например свойства Li и Na. Оба элемента – очень активные металлы. Они соединяются с кислородом и образуют оксиды Li_2O и Na_2O . Оба металла реагируют с хлором и образуют соли LiCl и NaCl. Соединения этих элементов тоже имеют близкие свойства. Например, оксиды Li_2O и Na_2O – твердые вещества белого цвета. Это основные оксиды. Они вступают в реакцию с водой, и в результате образуются щелочи LiOH и NaOH.

Эти примеры показывают, что свойства элементов и их соединений периодически повторяются, когда атомная масса элементов увеличивается.

Периодический закон – это закон природы. Он отражает зависимости, которые существуют в природе.

На основе периодического закона Д.И. Менделеев создал периодическую систему химических элементов. Первый вариант системы содержал все известные в то время 63 элемента.

Современная периодическая система содержит 109 химических элементов. Каждый химический элемент занял определенное место (клетку) в периодической системе и получил свой порядковый номер (атомный номер). В каждой клетке таблицы Менделеева кроме химического знака элемента указан его порядковый номер и относительная атомная масса.

Известно много вариантов построения периодической системы. Чаще используют две формы: короткую и длинную.

Короткая форма периодической системы состоит из 7 периодов и 8 групп (рис. 2).

Период – это горизонтальный ряд, который начинается щелочным металлом (кроме первого периода) и заканчивается инертным элементом (кроме седьмого периода).

Количество элементов в периодах разное.

I период	– 2 элемента (H – He)	} малые периоды
II период	– 8 элементов (Li – Ne)	
III период	– 8 элементов (Na – Ar)	
IV период	– 18 элементов (K – Kr)	} большие периоды
V период	– 18 элементов (Rb – Xe)	
VI период	– 32 элемента (Cs – Rn)	
VII период	– 23 элемента (Fr – ...)	
од	(незавершенный)	

Первый, второй и третий периоды состоят из одного ряда и называются малыми. Четвертый, пятый и шестой периоды состоят из двух рядов и называются большими. Верхний ряд – четный, нижний – нечетный. Четные ряды содержат только металлы, нечетные ряды содержат металлы и неметаллы. Всего в периодической системе 10 рядов.

Седьмой период не заканчивается инертным газом, поэтому он называется незаконченным или незавершенным.

В шестом периоде после лантана (№ 57) расположены 14 элементов (№№ 58 – 71), подобных лантану. Их называют *лантаноидами*. Их место в системе отмечено в клетке

лантана, а химические знаки, порядковые номера и относительные атомные массы лантаноидов расположены в ряду клеток под таблицей.

В седьмом периоде после актиния Ac (№ 89) аналогично расположены 14 элементов (№ 90 – 103), подобных актинию – *актиноиды*. Их место в периодической системе отмечено в клетке актиния. Химические знаки, порядковые номера и относительные атомные массы актиноидов, как и лантаноидов, расположены под таблицей.

Группы периодической системы (вертикальные столбцы) содержат элементы, свойства которых подобны. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и по-

бочной.

Подгруппы, в которые входят элементы малых и больших периодов, называются главными (А). Подгруппы, в которые входят элементы только больших периодов, называются побочными (В).

Например, H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – это главная подгруппа первой группы; F, Cl, Br, I, At – главная подгруппа седьмой группы; Mn, Tc, Re – побочная подгруппа седьмой группы.

Элементы побочной подгруппы восьмой группы образуют триады:

Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt.

Элементы одной триады имеют близкие свойства.

Длинная форма периодической системы элементов Д.И. Менделеева содержит 7 периодов и 18 групп. Группы нумеруются римскими цифрами с буквами А или В. Лантаноиды, как и актиноиды, называют семейством и не относят к какой-либо группе.

Слова и словосочетания

открытие, -я	порядковый	положить в основу
создание	вариант	возрастание
назреть	современный	подобный, -ая,
необходимость	клетка	щелочной, -ая, -ое, -
классифицировать	инертный	ые
порядок	аналогично	побочный, -ая – ое,
		-ые
		триада, -ы

Вопросы и задания

- 1 Что называется периодом?
- 2 Сколько периодов в периодической системе?
- 3 Какие периоды называются малыми и какие большими?
- 4 Сколько рядов в периодической системе?
- 5 Какие элементы входят в одну группу?
- 6 Сколько групп в периодической системе?
- 7 Из каких подгрупп состоит каждая группа?
- 8 Какие подгруппы называются а) главными; б) побочными? Приведите примеры.
- 9 Какие элементы расположены под таблицей и почему?
- 10 В каком периоде, в какой группе и подгруппе находятся: а) водород; б) железо; в) кислород; г) лантаноиды; д) актиноиды?

4.2 Строение атома

Менделеев Д.И. открыл периодический закон, создал периодическую систему элементов, но не объяснил причину периодического изменения, сходства и различия свойств элементов. Только теория строения атома, созданная в XX в., объяснила эти закономерности.

В XIX в. считали, что атом – неделимая частица, которая не изменяется при химических реакциях. В конце XIX – начале XX вв. были открыты рентгеновское излучение (немецким ученым К. Рентгеном, 1895 г.), радиоактивность (французским ученым А. Беккерелем, 1896 г.), электрон (английским ученым Дж. Томсоном, 1897 г.).

Электрон (e^-) имеет массу покоя $9,109558 \cdot 10^{-28}$ г и электрический заряд $1,6021917 \cdot 10^{-19}$ Кл (кулон). Величина заряда электрона принята за единицу элементарного электрического заряда.

Изучение радиоактивности (М. Склодовская-Кюри и П. Кюри во Франции и Э. Ре-

зерфорд в Англии) показало, что атом химического элемента является сложной системой. В 1911 г. Резерфорд предложил *ядерную модель строения атома*. По этой теории атом состоит из ядра, которое имеет положительный заряд, и электронов, которые движутся вокруг ядра. Совокупность электронов в атоме называется его *электронной оболочкой*. Диаметр атома – величина порядка 10^{-10} м, а диаметр ядра – величина порядка $10^{-14} \dots 10^{-15}$ м.

В 1913 г. английский ученый Д. Мозли обнаружил, что величина положительного заряда ядра атома равна порядковому номеру элемента в периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Атом электронейтрален, следовательно *число электронов в электронной оболочке атома равно заряду ядра или порядковому номеру элемента в периодической системе Z*. Например, заряд ядра атома урана U (№ 92) +92, и в электронной оболочке атома 92 электрона.

В 1932 г. советские ученые Д. Д. Иваненко и Е. Н. Гапон и, независимо от них, немецкий ученый В. Гейзенберг создали *протонно-нейтронную теорию строения ядра*. Согласно этой теории, ядро атома состоит из протонов и нейтронов. *Протон p* – это частица с массой, равной 1 а.е.м., и зарядом + 1. *Нейтрон n* – это электронейтральная частица массой, близкой к массе протона.

Заряд ядра атома определяется числом протонов которые входят в его состав. Следовательно, *число протонов в ядре атома также равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д.И. Менделеева*. Например, заряд ядра атома урана равен + 92, потому что в ядре содержится 92 протона.

Масса атома A равна сумме масс всех частиц, которые входят в атом

$$A = \text{масса протонов} + \text{масса нейтронов} + \text{масса электронов.}$$

Масса электронов настолько мала, что ею можно пренебречь, и масса атома определяется суммой масс его протонов и нейтронов. Общее число протонов и нейтронов называется *массовым числом (A)*. Оно равно округленному до целого числа значению относительной атомной массы.

$$A_r = Z + N,$$

где A_r – относительная атомная масса элемента; Z – число протонов (или порядковый номер элемента в периодической системе); N – число нейтронов.

Таким образом, число нейтронов в ядре атома равно разности между относительной атомной массой элемента и его порядковым номером:

$$N = A_r - Z.$$

Например, в ядре атома урана [$A_r(\text{U}) = 238$] содержится 92 протона и $238 - 92 = 146$ нейтронов.

Таким образом по положению элемента в периодической системе можно определить состав его атома (табл. 4).

4 Характеристики частиц, которые входят в состав атома

Область атома,	Частицы
----------------	---------

в которой находятся частицы	название	символ	масса, — а.е.м.	заряд, единицы элементарного заряда	число в атоме
Ядро	Протон	${}^1_1\text{p}$	1	+1	Z
	Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	1	0	$A_r - Z$
Электронная оболочка	Электрон	e^-	$1/1840$	-1	Z

Как мы видим, в состав атома входят частицы с противоположными зарядами – электроны и протоны. Атом – совокупность частиц с противоположными свойствами.

Протоны, нейтроны, электроны – это *элементарные частицы*. В настоящее время известно около двухсот элементарных частиц, обладающих разными свойствами (массой, зарядом и др.).

Мы не можем увидеть элементарные частицы. Но экспериментальное определение учеными характеристик элементарных частиц доказывает их реальное существование.

Слова и словосочетания

причина, -ы	рентгеновское излучение
различие, -ия	электрический, -ая, -ое, -ие
закономерность, -и	электронейтральный, -ая, -ое, -ые
радиоактивность	электромагнитный, – ая, -ое, -ые
электрон, -ы	обнаруживать – обнаружить
заряд, -ы	пренебрегать – пренебречь
сходство, -а	обладать

Вопросы и задания

- 1 Что показало открытие явления радиоактивности?
- 2 Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра; в) электронной оболочки. Расскажите о них (название, символ, заряд, масса).
- 3 Чем определяется заряд ядра атома?
- 4 Чему равен заряд ядра атома?
- 5 Какой заряд ядра и сколько электронов, протонов, нейтронов в атомах магния, лития, азота, цинка, йода, аргона, меди, брома?
- 6 Что показывает порядковый номер элемента?
- 7 Во сколько раз размеры ядра меньше размера атома?

4.3 Изотопы

Масса протона как и масса нейтрона равна единице. В атоме содержатся целые числа протонов и нейтронов. Поэтому относительная атомная масса элемента должна выражаться целым числом. Однако относительные атомные массы большинства элементов

в периодической системе представляют собой дробные числа.

Например, $A_{r(\text{Cu})} = 63,54$; $A_{r(\text{Zn})} = 65,38$; $A_{r(\text{Cl})} = 35,453$.

Это можно объяснить так. В природе существуют атомы одного и того же элемента с разной массой. Так встречаются атомы хлора с атомной массой 35 и 37. Ядра этих атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

Разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами, называются изотопами.

Каждый изотоп характеризуется двумя величинами: массовым числом (проставляется вверху слева от химического знака) и порядковым номером (проставляется внизу слева от химического знака) и обозначается символом соответствующего элемента. Например, изотоп углерода с массовым числом 12 записывается так: $^{12}_6\text{C}$, ^{12}C или словами "углерод-12".

Изотопы известны и для других химических элементов. Например, элемент водород имеет три изотопа. ^1_1H – протий (1 p); ^2_1D (^2_1H) – дейтерий (1p, 1n); ^3_1T (^3_1H) – тритий (1p, 2n). Уран также имеет три изотопа $^{238}_{92}\text{U}$; $^{235}_{92}\text{U}$; $^{234}_{92}\text{U}$. Разные элементы имеют разное число изотопов. Некоторые элементы (фтор, натрий, алюминий) в природе встречаются только в виде одного изотопа. Другие изотопы этих элементов неустойчивы. Олово имеет самое большое число устойчивых изотопов – десять.

Относительная атомная масса элемента в периодической системе элементов Д.И. Менделеева – это среднее арифметическое масс атомов его изотопов.

Например, природный хлор – это смесь 77,4 % изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ и 22,6 % изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$. Поэтому

$$A_{r(\text{Cl})} = \frac{35 \cdot 77,4 + 37 \cdot 22,6}{100} = 35,453.$$

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы. Значит химические свойства элементов зависят от заряда ядра атома, а не от атомной массы. Заряд ядра атома является главной характеристикой элемента. На этой основе дано более точное определение химического элемента.

Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Слова и словосочетания

смесь, -и

изотоп, -ы

устойчивый, -ая, -ое, -ие

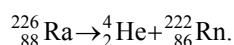
Вопросы и задания

- 1 Почему атомные массы элементов не всегда выражаются целыми числами?
- 2 Что такое изотопы?
- 3 Что является главной характеристикой элемента?
- 4 Что называется химическим элементом?
- 5 Сколько протонов и нейтронов содержат ядра изотопов ^{36}Ar , ^{38}Ar , ^{40}Ar ?
- 6 Медь состоит из изотопов ^{63}Cu и ^{64}Cu . Сколько процентов каждого изотопа содержится в меди, если $A_{r(\text{Cu})} = 63,546$?
- 7 Ядро какого элемента не имеет нейтронов?

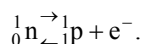
- 8 Можно ли сказать что протон – это ядро водорода? Почему?
- 9 Какая разница в составе ядер изотопов: а) ${}^3\text{He}$ и ${}^4\text{He}$; б) ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$ и ${}^{18}\text{O}$?
- 10 Почему в периодической системе элементов аргон ($A_{r(\text{Ar})} = 39,94$) расположен перед калием ($A_{r(\text{K})} = 39,1$), теллур ($A_{r(\text{Te})} = 127,5$) перед йодом ($A_{r(\text{I})} = 126,9$)?
- 11 Ядро атома элемента содержит 12 нейтронов, $A_r = 22$. Определите порядковый номер элемента.

4.4 Ядерные реакции. Энергия атомного ядра и ее использование

Как известно атомы радия распадаются на атомы двух новых элементов – гелия и радона



В ядре происходят обменные процессы



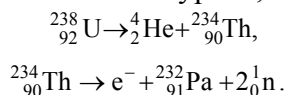
Реакции, при которых изменяется состояние атомного ядра или ядро превращается в ядра новых элементов, называются ядерными.

При химических реакциях изменяются только электронные оболочки атомов, но не ядра.

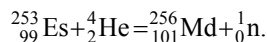
Ядерные реакции могут осуществляться самопроизвольно (естественная радиоактивность) или искусственно (в результате бомбардировки ядра частицами высоких энергий – нейтронами, протонами, ядрами гелия, неона и др.).

Ядерные реакции записывают с помощью уравнений, подобных химическим уравнениям. В уравнениях используют структурные символы: электрон e^- , фотон ${}_0^0\gamma$, нейтрон ${}_0^1n$, протон ${}_1^1p$ или ${}_1^1\text{H}$.

Например, естественная радиоактивность урана, тория выражается уравнениями:



Примером искусственной ядерной реакции является реакция получения менделевия (Md)



При ядерных реакциях одни элементы превращаются в другие. Ядерные реакции – это *ядерная форма движения материи*.

С помощью ядерных реакций получены новые элементы, которые в природе в настоящее время не существуют: технеций Tc (№ 43), прометий Pm (№ 61), астат At (№ 85), франций Fr (№ 87), трансурановые элементы (№№ 93 – 106). В 1976 г. в СССР был получен элемент № 107. С помощью ядерных реакций получено более 100 радиоактивных изотопов всех химических элементов. Радиоактивные изотопы химических элементов используются в биологии, медицине, в народном хозяйстве.

При ядерных реакциях выделяется большое количество энергии. Так при делении 1 г ядер изотопа урана ${}_{92}^{235}\text{U}$ выделяется $7,5 \cdot 10^7$ кДж энергии.

Энергия атомного ядра широко применяется в мирных целях. В 1954 г. в СССР была построена первая в мире атомная электростанция, в 1959 г. – атомный ледокол "Ленин". Впервые за всю историю мореплавания 17 августа 1977 г. самый мощный в мире ледокол "Арктика" достиг географической точки Северного полюса. Сейчас на нашей планете работает более 100 атомных электростанций и многие суда используют атомную энергию.

Слова и словосочетания

распадаться	состояние	естественный, -ая, -
ядерные реакции	самопроиз-	ое,-ые
обменный, -ая,-ое, -ые	вольно	радиоактивный, -ая, -
осуществлять, -ся	бомбардировка	ое,-ые

Вопросы и задания

- 1 Какие реакции называются ядерными?
- 2 Чем отличаются ядерные реакции от химических?
- 3 Подчиняются ли ядерные реакции закону сохранения энергии?
- 4 Для чего используют: а) ядерные реакции; б) радиоактивные изотопы?
- 5 Окончите уравнения:

а) ${}^1_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^1_6\text{C} + ?$;	б) ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow ? + {}^4_2\text{He}$;
в) ${}^{238}_{92}\text{U} + ? \rightarrow {}^{239}_{92}\text{U}$;	г) ${}^{239}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + ?$;
д) ${}^{209}_{83}\text{Bi} + {}^{54}_{24}\text{Cr} \rightarrow ? + 2{}^1_0\text{n}$;	е) ${}^4_2\text{He} + {}^{14}_7\text{N} \rightarrow {}^1_1\text{H} + ?$.

4.5 Строение электронной оболочки атома

В 25 – 30 годах прошлого столетия была создана квантовая теория строения атома, которая изучает и объясняет взаимодействие и движение микрочастиц: атомов, молекул, атомных ядер и элементарных частиц (протонов, нейтронов, электронов и др.). Экспериментально установлено, что электрон имеет двойственную природу: он обладает одновременно свойствами частицы и свойствами волны.

Электроны в атоме характеризуются разной энергией, находятся на разном расстоянии от ядра и образуют разные энергетические уровни. Электроны, которые находятся на одинаковом расстоянии от ядра, образуют один энергетический уровень.

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется *орбиталью*.

Состояние электрона в атоме описывают четырьмя *квантовыми числами*.

1 *Главное квантовое число n* обозначает номер уровня и характеризует величину энергии электрона данного уровня; *n* может принимать значения 1, 2, 3, 4, 5, 6,7 (только целые числа).

Электроны с $n = 1$ образуют ближайший к ядру атома *электронный слой (энергетический уровень)*. Электроны с $n = 2$ образуют второй от ядра атома электронный слой и т.д.

Электронные слои обозначаются большими буквами латинского алфавита *K, L, M, N, O, P, Q* и т.д.

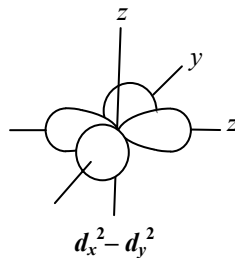
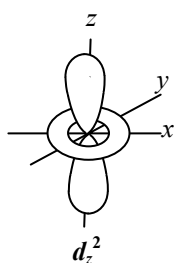
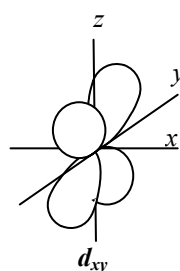
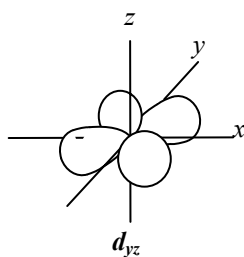
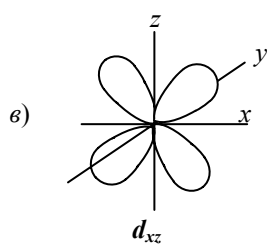
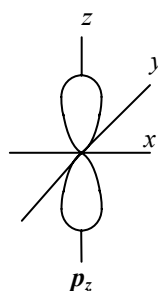
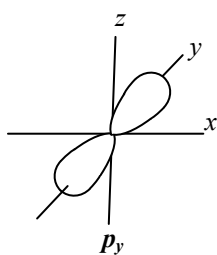
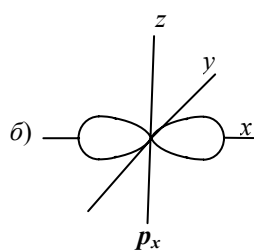
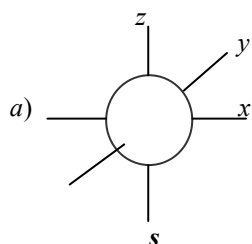
Значение n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение электронного слоя	K	L	M	N	O	P	Q

2 Орбитальное (побочное) квантовое число l характеризует форму электронной орбитали (энергетические подуровни); при данном значении n l может принимать значения целых чисел от 0 до $n - 1$. Орбитали с различным значением l обозначаются буквами s, p, d, f .

Значение l	0	1	2	3
Обозначение орбиталей	s	p	d	f

Состояние электрона, которое характеризуется значением l , называется *энергетическим подуровнем*. Энергия электрона в атоме зависит не только от значения главного квантового числа n , но и от значения орбитального квантового числа l . Электроны с одинаковыми значениями n , но разными значениями l отличаются запасом энергии.

Число энергетических подуровней каждого электронного слоя равно номеру слоя, т.е. значению главного квантового числа. Так первому энергетическому уровню ($n = 1$) соответствует один подуровень s ; второму энергетическому уровню ($n = 2$) соответствуют два подуровня s и p ; третьему энергетическому уровню ($n = 3$) соответствуют три подуровня s, p и d ; четвертому энергетическому уровню ($n = 4$) соответствуют четыре подуровня s, p, d и f .



3 *Магнитное квантовое число* m_l определяет ориентацию орбиталей в пространстве и может принимать значения целых чисел от $-l$ до $+l$, в том числе значение 0.

Так, при $l = 0$ $m_l = 0$. Это значит, что s -орбиталь имеет одинаковую ориентацию относительно трех осей координат (рис. 3, а). При $l = 1$ m_l может принимать три значения: -1 ; 0 ; $+1$. Это значит, что могут быть три p -орбитали (p_x, p_y, p_z) с ориентацией по координатным осям x, y, z (рис. 3, б). При $l = 2$ m_l может принимать пять значений: -2 ; -1 ; 0 ; $+1$; $+2$, следовательно в атоме пять d -орбиталей (рис. 3, в). Таким образом, магнитное квантовое число определяет число орбиталей на подуровне (табл. 5).

4 Четвертое квантовое число m_s – *спин* – может иметь только два значения $+1/2$ и $-1/2$.

5 Определение числа орбиталей на подуровне

Квантовое число	Слой									
	K		L		M		N			
n	1		2		3		4			
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
m_l										-3
						-2			-2	-2
			-1		-	-1		-1	-1	-1
	0	0	0	0	1	0	0	0	0	0
			+1		0	+1		+1	+1	+
					+	+2			+2	1
					1					+
										2
										+
										3
Число орбиталей	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7
Обозначение орбиталей	1s	2s	2p	3s	p	3d	4s	4p	4d	4f

Согласно принципу Паули

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел. На одной орбитали может находиться не более двух электронов и эти электроны имеют противоположные (антипараллельные) спины.

Орбиталь с двумя электронами, спины которых антипараллельны (квантовая ячейка), схематически изображают так: $\uparrow\downarrow$

Расположение электронов по слоям и орбиталим изображают в виде электронных конфигураций. Большая цифра показывает номер слоя (главное квантовое число). Буква (s, p, d, f) обозначает форму орбитали (орбитальное квантовое число). Маленькая цифра над буквой справа вверху показывает число электронов на данной орбитали. Например, $2s^2$ показывает, что на втором электронном слое на s -орбитали находится два электрона.

Ниже показана схема максимального заполнения электронами орбиталей четырех электрических слоев K, L, M, N :

Электронный слой	K	L	M	N
Схематическое изображение орбитали	s^2 $\uparrow\downarrow$	p^6 $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	d^{10} $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	f^{14} $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
Электронная конфигурация	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
Максимальное число электронов в слое	2	8	18	32

Как мы видим, максимальное число электронов на одной s -орбитали – 2, на трех p -орбиталях – 6, на пяти d -орбиталях – 10 и на семи f -орбиталях – 14.

Максимальное число электронов (N) в электронном слое можно определить по формуле

$$N = 2n^2,$$

где n – номер слоя (значение главного квантового числа). Но в атомах многих элементов электронные слои не заполняются полностью.

Последовательность заполнения электронных слоев определяется *правилом наименьшего запаса энергии*.

Орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии, которая характеризуется суммой $n + l$. При этом если сумма $n + l$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется орбиталь у которой n меньше.

Как видно из табл. 6, порядок заполнения электронных орбиталей по сумме $n + l$ следующий

$$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6 \ 5s^2 \ 4d^{10} \ 5p^6 \ 6s^2 \ 4f^{14} \ 5d^{10} \ 6p^6 \ 7s^2 \ 5f^{14} \ \dots$$

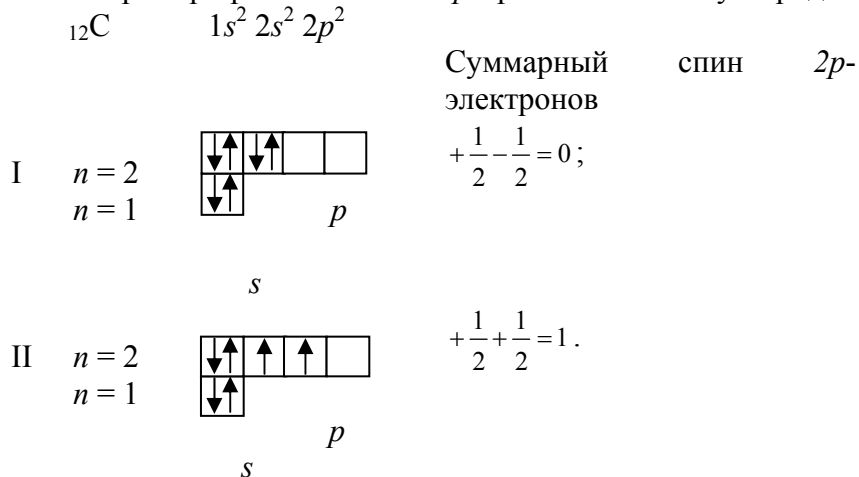
Поэтому, например, в атоме элемента скандия Sc после заполнения $4s$ -орбиталей за-

полняются $3d$ -орбитали, а не $4p$.

При заполнении электронами орбиталей соблюдается также и *правило Гунда* (*наибольшего суммарного спинового числа*).

Суммарное спиновое число электронов данной орбитали должно быть максимальным.

Например при заполнении $2p$ -орбиталей атома углерода возможны два варианта:



Вследствие того, что суммарный спин двух p -электронов в варианте II больше, то заполнение орбиталей происходит по этому варианту.

6 Порядок заполнения орбиталей по сумме $n + l$

n	l	$n + l$	Орбита- ль	Порядок заполне- ния	n	l	$n + l$	Орби- та- ль	Порядок заполне- ния
1	0	$1 + 0 = 1$	$1s$	1	5	0	$5 + 0 = 5$		
						1	$5 + 1 = 6$	$5s$	9
						2	$5 + 2 = 7$	$5p$	11
						3	$5 + 3 = 8$	$5d$	14
							$5 + 4 = 9$	$5f$	17
2	0	$2 + 0 = 2$	$2s$	2	6	0	$6 + 0 = 6$		
						1	$6 + 1 = 7$	$6s$	12
						2	$6 + 2 = 8$	$6p$	15
						3	$6 + 3 = 9$	$6d$	18
							$6 + 4 = 10$	$6f$	20

3	0	$3 + 0 = 1$	3s	4	7	0	7 + 0 = 7	7s	16						
	1	$3 + 1 = 4$								3p	5	1	7 + 1 = 8	7p	19
	2	$3 + 2 = 5$													
4	0	$4 + 0 = 4$	4s	6	7	0	7 + 0 = 7	7s	16						
	1	$4 + 1 = 5$								4p	8	1	7 + 1 = 8	7p	19
	2	$4 + 2 = 6$													
	3	$4 + 3 = 7$								4f	13				

Слова и словосочетания

орбиталь	слой	электронная конфигурация
вероятность	спин	квантовая теория
нахождение	принцип	электронное облако
пространство	заполнение	электронный слой
ориентация	двойственный, -ая, -ое, -ые	представлять – представить
ячейка	антипараллельный, -ая, -ое, -ые	заполнять – заполнить

Вопросы и задания

- 1 Какую природу имеет электрон?
- 2 Что называется орбиталью?
- 3 Какие квантовые числа вы знаете?
- 4 Что характеризует каждое квантовое число?
- 5 Согласно каким принципам заполняются электронные орбитали?
- 6 Как формулируется; а) принцип Паули; б) правило наименьшего запаса энергии; в) правило Гунда?
- 7 Напишите электронные конфигурации атомов следующих элементов: азота, серы, стронция, брома, олова.

4.6 Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная теория строения атомов

Положение химического элемента в периодической системе определяется строением атома и его свойствами.

Если сравнить электронные конфигурации атомов элементов с их положением в периодической системе, то мы увидим очень интересные связи (зависимости).

1 Число электронных слоев в атоме любого элемента равно номеру периода, в котором он находится. Так атомы элементов H и He имеют только один электронный слой – они находятся в первом периоде; атомы элементов Li, Be, B, C, N, O, F, Ne имеют два электронных слоя – они находятся во втором периоде; атомы восьми элементов от Na до Ar имеют три электронных слоя – они находятся в третьем периоде; атомы восемнадцати элементов от K до Kr имеют четыре электронных слоя – они находятся в четвертом

периоде и т.д.

В атомах элементов каждого периода заполняется новый электронный слой. Поэтому в периодической системе семь периодов.

2 Число электронов во внешнем слое атомов всех элементов не больше восьми. Периодическая система состоит из восьми групп.

3 Число электронов во внешнем слое атомов элементов главных подгрупп (кроме гелия He) равно номеру группы, в которой находятся элементы. Эта закономерность рассмотрена на примере элементов второго периода в табл. 7.

7 Электронные конфигурации элементов второго периода

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Электронная конфигурация	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Число электронов на последнем слое	1	2	3	4	5	6	7	8

У элементов главных подгрупп заполняются s - и p -орбитали последнего слоя. Элементы, у которых заполняются s -орбитали последнего слоя, называются s -элементами. Максимальное число электронов s -орбитали – два. В каждом периоде есть по два s -элемента. Это элементы главных подгрупп I и II групп, а также водород и гелий.

Элементы, у которых заполняются p -орбитали внешнего слоя, называются p -элементами. Максимальное число электронов трех p -орбиталей – шесть. В каждом периоде, кроме первого и седьмого неоконченного, есть по шесть p -элементов. Это элементы главных подгрупп III – VIII групп. Они имеют амфотерные или неметаллические свойства. Например, B, C, N, O, F, Ne; Al, Si, P, S, Cl, Ar; Ga, Ge, As, Se, Br и т.д. Элементы главной подгруппы VIII группы называют инертными элементами.

4 Во внешнем электронном слое атомов элементов побочных групп обычно находятся один или два s -электрона. Но у этих элементов заполняются d -орбитали второго наружного слоя или f -орбитали третьего наружного слоя (см. элементы № 21 – 30, № 39 – 48, № 57 – 80, № 89 – 103).

Элементы, у которых заполняются d -орбитали, называются d -элементами. Максимальное число электронов пяти d -орбиталей – десять. В четвертом, пятом, шестом периодах есть по десять d -элементов: № 21 – 30; 39 – 48; 57, 72 – 80, в седьмом незаконченном периоде № 89, 104, 105. d -элементы – это элементы побочных подгрупп.

Элементы у которых заполняются f -орбитали, называются f -элементами. Максимальное число электронов семи f -орбиталей – четырнадцать. В шестом и седьмом перио-

дах есть по четырнадцать *f*-элементов – это лантаноиды (№ 58 – 71) и актиноиды (№ 90 – 103). *f*-элементы – это элементы побочной подгруппы III группы. *d* – и *f*-элементы называются *переходными*.

Сумма числа *s*-электронов последнего слоя и *d*-электронов предпоследнего слоя атомов элементов побочных подгрупп часто равна номеру группы, в которой находится элемент. Например, Cr (элемент № 24) имеет в последнем слое один *s*-электрон и в предпоследнем пять *d*-электронов; $1 + 5 = 6$, что соответствует номеру группы, в которой находится хром.

Таким образом электронная теория строения атома объяснила структуру периодической системы элементов: число групп, подгрупп, периодов, число элементов в группах и периодах. Она объяснила положение в периодической системе элементов К и Ag, Со и Ni, Те и I (см. строение атомов этих элементов) и других элементов. Все это доказывает, что периодическая система Д.И. Менделеева отражает объективные связи, существующие в природе.

Слова и словосочетания

внешний амфотерный

Вопросы и задания

- 1 Почему первый период состоит только из двух элементов?
- 2 Почему второй период состоит из восьми элементов?
- 3 Сколько электронных слоев имеют атомы элементов: а) магния (№ 12); б) серы (№ 16); в) меди (№ 29); г) железа (№ 26); д) бария (№ 56)?
4. Сколько электронов содержится во внешнем электронном слое атомов: а) кремния (№ 14); б) кальция (№ 20); в) брома (№ 35); г) калия (№ 19); д) олова (№ 50); е) теллура (№ 52); ж) висмута (№ 83)?
- 5 Какие элементы называются: а) *s*-элементами; б) *p*-элементами; в) *d*-элементами; г) *f*-элементами? Приведите примеры.
- 6 Определите положение элементов в периодической системе (период, группа, подгруппа), если известны их электронные конфигурации:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$;
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$.

4.7 Зависимость химических свойств элементов от строения их атомов

Современная электронная теория строения атома объяснила зависимость химических свойств элемента от строения его атома и положения в периодической системе.

Согласно этой теории в основе химических реакций лежат процессы перестройки электронных оболочек атома – электронные взаимодействия. В химических реакциях участвуют главным образом электроны внешних слоев (валентные электроны). Обычно это одиночные (непарные, неспаренные) электроны.

Максимально заполненные орбитали наиболее устойчивы. Электронные слои, орбитали которых заполнены максимально, называются *завершенными*. Внешний электронный слой является завершенным, если имеет электронную конфигурацию $s^2 p^6$ (восемь электронов)¹.

¹ Это справедливо для элементов II – VII периодов. У атома гелия завершенный внешний энергетический уровень состоит из двух электронов.

Атомы инертных элементов (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) имеют завершенные внешние электронные слои и поэтому с большим трудом вступают в химические реакции. Атомы всех других элементов имеют незавершенные внешние электронные слои.

У атомов металлов во внешнем слое, как правило, содержится меньше четырех электронов, и они слабо связаны с атомом. Атомы металлов, вступая в химическую реакцию, теряют валентные электроны. Как известно, активность металлов различна. Например, натрий и калий – более активные металлы, чем золото и платина. Для сравнения активности металлов обычно используют специальную величину – *энергию ионизации I*.

Энергия ионизации – это количество энергии, необходимое для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома.

Энергию ионизации выражают в электрон-вольтах (эВ). Значения энергий ионизации более активных металлов меньше, чем менее активных. Щелочные металлы имеют самые низкие значения энергий ионизации (табл. 8).

У атомов неметаллов во внешнем электронном слое содержится четыре и больше электронов, которые прочно связаны с атомом. Атомы неметаллов, вступая в химическую реакцию, обычно присоединяют электроны. Для сравнения неметаллических свойств используют специальную величину – *сродство к электрону E*.

Сродство к электрону – это количество энергии, которое выделяется при присоединении одного электрона к нейтральному атому.

Сродство к электрону также выражают в электрон-вольтах (эВ). Наибольшие значения сродства к электрону у элементов главной подгруппы седьмой группы (F, Cl, Br, I), т.е. у типичных неметаллов.

Рассмотрим как изменяются строение атомов и химические свойства элементов одного периода, например третьего. Атом каждого элемента этого периода имеет три электронных слоя *K*, *L* и *M* (см. табл. 8). Строение слоев *K* и *L* одинаково для всех элементов этого периода, строение внешнего слоя *M* неодинаково. Радиусы атомов неодинаковы.

С увеличением заряда ядра атомов у элементов одного периода уменьшается радиус атома, а количество внешних электронов увеличивается. Вследствие этого притяжение внешних электронов к ядру усиливается, энергия ионизации и сродство к электрону увеличиваются. Поэтому к концу периода металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические усиливаются.

Действительно, третий период начинается типичным активным щелочным металлом – натрием. За ним следует другой типичный металл – магний, который менее активен, чем натрий. Следующий металл – алюминий в некоторых соединениях проявляет неметаллические свойства. Это амфотерный элемент. Элементы Si, P, S, Cl проявляют неметаллические свойства, которые усиливаются от Si к Cl. Хлор является типичным активным неметаллом. Период оканчивается инертным элементом аргоном. Как мы видим, количественные изменения приводят к качественным.

В больших периодах металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются более медленно, чем в малых периодах. Это объясняется тем, что большие периоды содержат переходные элементы. На внешнем слое атомов переходных элементов находятся два *s*-электрона, а заполняются предпоследний слой у *d*-элементов и третий с конца у *f*-элементов.

8 Некоторые свойства атомов элементов третьего периода

Химический элемент	Номер группы	Заряд ядра, единицы элементарного электрического заряда	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	Сродство к электрону, эВ
Na	I	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	0,189	5,14	0,47
Mg	II	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	0,169	7,64	0,2
Al	III	+13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	0,143	5,98	0,52
Si	IV	+14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	0,134	8,15	1,46
P	V	+15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	0,13	10,48	0,77
S	VI	+16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	0,104	10,36	2,15
Cl	VII	+17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	0,099	13,01	3,70

Рассмотрим, как изменяются строение атомов и химические свойства элементов главных подгрупп на примере элементов главной подгруппы I группы (табл. 9).

Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего электронного слоя. У атомов всех элементов IA группы во внешнем слое находится один *s*-электрон. Однако радиус атомов и число электронных слоев увеличиваются с увеличением порядкового номера элемента (заряда ядра). При этом притяжение внешних электронов к ядру ослабляется, энергия ионизации уменьшается. Поэтому в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (т.е. сверху вниз) металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабляются. Количественные изменения приводят к качественным.

Отсюда следует, что самый активный металл – франций, самый активный неметалл – фтор.

Деление элементов на металлы и неметаллы относительно. Как известно, существуют элементы с амфотерными свойствами.

Мы видели, что число электронов во внешнем слое атомов изменяется периодически с возрастанием заряда ядер атомов. Поэтому и свойства химических элементов изменяются периодически.

В настоящее время периодический закон формулируется так.

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений, находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер или порядкового номера элемента в периодической системе.

Слова и словосочетания

взаимодействие, -ия	валентные элек-	участвовать
непарный, -ая, -ое, -ые	троны	затрудняться
неспаренный, -ая, -ое, -ые	незавершенный слой	усиливаться
устойчивый, -ая, -ое, -ые	завершенный слой	проявлять – проявить
	вследствие	

Вопросы и задания

- 1 Какие электронные слои называются завершенными?
- 2 Атомы каких элементов имеют завершенные и незавершенные внешние слои?
- 3 Сколько электронов во внешнем слое имеют атомы: а) металлов; б) неметаллов?
- 4 Как изменяются строение атомов и свойства у элементов одного периода: а) мало; б) большого?
- 5 Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента?
- 6 Какой из элементов более активный металл: а) натрий или рубидий; б) калий или скандий; в) калий или медь?
- 7 Какой из элементов более активный неметалл: а) углерод или азот; б) фосфор или азот; в) теллур или йод; г) хлор или бром?
- 8 Почему химические свойства элементов изменяются периодически?
- 9 Что такое: а) энергия ионизации; б) сродство к электрону?
- 10 Сформулируйте периодический закон химических элементов.

4.8 Значение периодического закона и периодической системы элементов Д.И. Менделеева

Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева – один из основных законов природы. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева была первой естественной классификацией химических элементов. Она показала, что химические элементы взаимосвязаны и образуют единую систему.

Почти сорок лет Д.И. Менделеев работал над открытием периодического закона и его развитием. На основе периодического закона Д.И. Менделеев предсказал существование двенадцати новых неизвестных науке элементов и определил их положение в периодической системе: он рассчитал правильные значения атомных масс для многих элементов (бериллия, индия, цезия и других) и описал подробно свойства трех предсказанных элементов и свойства их соединений. Ниже сравниваются некоторые предсказанные Д.И. Менделеевым в 1871 г. свойства элемента № 32 и определенные экспериментально свойства элемента германия (открыт Винклером в 1886 г.).

	Элемент № 32	Германий
Атомная масса.....	72	72,32
Плотность, г/см ³	5,5	5,47

Цвет.....	темно-серый	серовато-белый
Формула оксида.....	ЭО ₂	GeO ₂
Плотность оксида, г/см ³	4,7	4,703
Формула хлорида.....	ЭСl ₄ (жидкость)	GeCl ₄ (жидкость)
Плотность хлорида, г/см ³	1,9	1,887
Температура кипения, °С.....	ниже 100	86

Открытие периодического закона и создание периодической системы элементов Д.И. Менделеевым завершили развитие атомистических представлений в XIX в., положили начало современной химии. Периодический закон сыграл большую роль в создании современной теории строения атомов, которая в свою очередь явилась подтверждением его положений.

1 *Явление периодичности в изменении свойств химических элементов было объяснено электронными структурами атомов.*

2 *Возрастание числа элементов в периодах (2-8-18-32) привело ученых к мысли о заполнении энергетических уровней соответствующим числом электронов.*

3 *На основании периодического закона удалось предсказать и открыть трансураниевые элементы.*

4 *Периодический закон и система химических элементов имели большое значение для открытия радиоактивных изотопов и областей их применения. Как известно, радиоактивные изотопы широко используются в современной технике, медицине и сельском хозяйстве.*

5 *В периодическом законе и периодической системе химических элементов ярко проявляются общие законы развития природы. Периодический закон и периодическая система подтвердили взаимосвязь явлений природы, а также один из всеобщих законов развития природы – закон перехода количественных изменений в качественные.*

Периодический закон имеет большое значение для других наук: геохимии, биохимии, астрохимии и ядерной физики.

Последующие открытия в области химии и физики не только подтвердили периодический закон, но дали ему новое более глубокое объяснение. Все это подтверждает объективность периодического закона, который отражает существующие в природе связи, и гениальность открытия русского ученого Д. И. Менделеева.

Вопросы издания

- 1 Охарактеризуйте практическое и научное значение периодического закона.

V ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

5.1 Химическая связь

Электронная теория строения атомов объясняет, как атомы соединяются в молекулы, т.е. природу и механизм образования химической связи.

Под химической связью понимают электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга.

Частицы, которые принимают участие в образовании химических связей, могут быть атомами, молекулами или ионами. В основе теории химической связи лежат представления об электронных взаимодействиях. Наиболее прочными группировками электронов являются завершённые внешние электронные слои атомов инертных элементов. Незавершённые внешние электронные слои всех остальных элементов являются неустойчивыми группировками электронов. При соединении атомов с незавершёнными внешними электронными слоями происходит перестройка их электронных оболочек: непарные электроны различных атомов образуют общие электронные пары.

Основными типами химической связи являются ковалентная, ионная, металлическая и водородная.

Слова и словосочетания

ковалентный, -ая, -ое, -ые
механизм образования связи
ионный, -ая, -ое, -ые

Вопросы задания

1. Что такое химическая связь?
2. Какие группировки электронов являются наиболее устойчивыми? Приведите примеры.
3. Как связаны со строением атома: а) химическая инертность элементов He и Ne; б) химическая активность остальных элементов?

5.2 Ковалентная связь

Рассмотрим образование молекулы водорода H_2 из атомов. Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$, т.е. на внешнем электронном слое (он единственный) находится один непарный электрон. При образовании молекулы водорода из двух атомов, имеющих непарные s -электроны с антипараллельными спинами, происходит перекрывание s -орбиталей и образуется общая электронная пара (рис. 4, а).

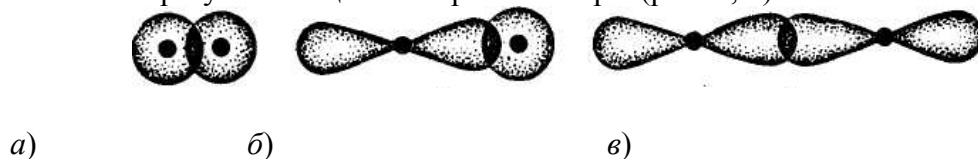
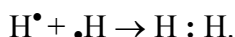


Рис. 4 Перекрывание:

а – s -орбиталей; б – s - и p -орбиталей; в – p -орбиталей

Схематически это можно изобразить с помощью электронных формул



Общая электронная пара одинаково принадлежит обоим атомам, каждый атом получает устойчивую оболочку из двух электронов. Наибольшая электронная плотность общего электронного облака проявляется в области между ядрами. Молекула водорода об-

разуется за счет *взаимодействия общей электронной пары с ядрами обоих атомов.*

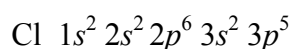
Связь атомов с помощью общих электронных пар называется ковалентной.

В молекулах фтора F_2 , хлора Cl_2 , кислорода O_2 , азота N_2 связь между атомами ковалентная. Она образуется в молекулах фтора и хлора с помощью общей электронной пары (рис. 4, в), в молекуле азота – с помощью трех общих электронных пар. Схематически это можно изобразить так.



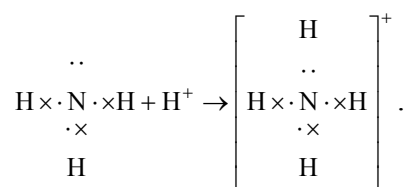
Во всех этих случаях каждый атом образует завершенный устойчивый внешний электронный слой из восьми электронов.

В молекулах, которые состоят из атомов разных элементов, связь тоже может быть ковалентной. Рассмотрим образование молекулы хлороводорода. Электронные конфигурации атомов водорода и хлора



показывают, что внешние электронные слои этих атомов имеют по одному непарному электрону. При сближении орбитали этих электронов перекрываются, образуя общую электронную пару (рис. 4, б).

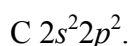
Ковалентная связь может образоваться между двумя атомами, из которых один имеет пару электронов, а другой – свободную орбиталь. Например, при взаимодействии аммиака NH_3 и хлороводорода HCl пара s -электронов атома азота, которые не участвуют в образовании связей в молекуле аммиака (*неподеленная* пара электронов) становится общей для водорода и азота, получается ион аммония NH_4^+



Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*. В нашем примере *донором* электронной пары является атом азота, а *акцептором* – ион водорода (он имеет свободную орбиталь). Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи наблюдается в *комплексных* соединениях ($[Ag(NH_3)_2]OH$, $K_4[Fe(CN)_6]$).

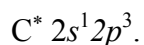
Электроны, которые участвуют в образовании химических связей, называются валентными. У элементов главных подгрупп валентные электроны расположены на s - и p -орбиталях внешнего электронного слоя.

У элементов побочных подгрупп (за исключением лантаноидов и актиноидов) валентные электроны расположены на s -орбиталях внешнего слоя и на d -орбиталях предпоследнего электронного слоя. Валентными электронами могут быть не только непарные электроны атома в нормальном (невозбужденном) состоянии, но и парные. Например, в нормальном состоянии атом углерода имеет два непарных электрона



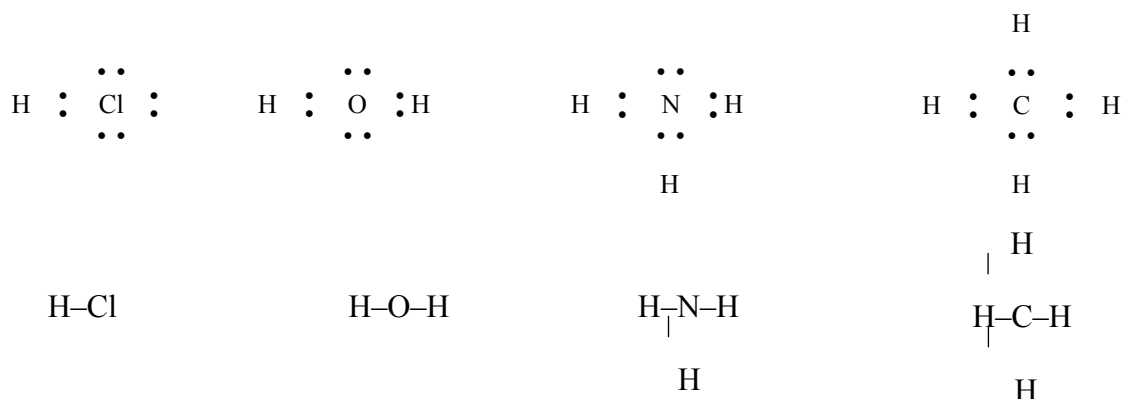
Однако в большинстве своих соединений атом углерода образует четыре ковалентных связи (CH_4 , CCl_4 , CH_3OH и т.д.). Это становится возможным потому, что при по-

глошении энергии (420 кДж/моль) у атома углерода один $2s$ -электрон переходит на $2p$ -орбиталь



Такой атом углерода называется *возбужденным*. Он имеет четыре неспаренных электрона и может образовать четыре ковалентных связи.

Если общие электронные пары обозначать чертой, то *электронная* формула превращается в *структурную*:



Электронные и структурные формулы показывают последовательность соединения атомов в молекуле. Например, в молекуле аммиака атомы водорода соединяются с атомами азота, но между собой не соединяются.

Вещества с ковалентными связями могут быть твердыми (парафин, лед), жидкими (вода, спирт), газообразными (кислород, азот, аммиак) при обычных условиях.

Структурные формулы не отражают пространственного расположения атомов в молекуле. Изобразить его можно с помощью модели (рис. 5).

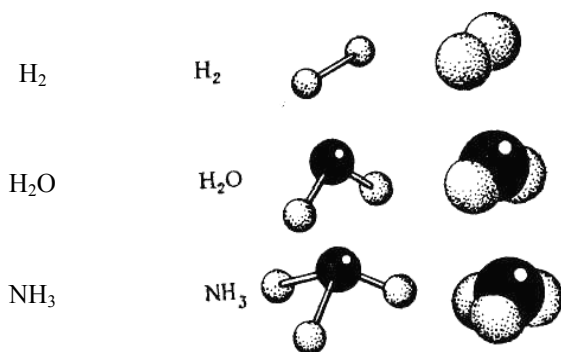


Рис. 5 Модели молекул H_2 , H_2O , NH_3

Слова и словосочетания

механизм, -ы	перекрываться	донор
представление	неполярная	акцептор
неспаренный электрон	связь	сближение
отражать	полярная	пространственный
ковалентная связь	связь	спаренные электроны
ионная связь	принадлежать	неподеленная электронная
	проявляться	пара

ионный, -ая, -ое, -ые	смещаться	последовательность
перекрывание	комплексный	стремиться
возбужденный	координационный	

Вопросы и задания

- 1 Какая связь называется ковалентной?
- 2 Напишите электронные и структурные формулы молекул: HBr , H_2S , PH_3 , SiH_4 , Br_2 .
- 3 Когда ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму? Приведите примеры.

5.3 Характеристики ковалентной связи

Ковалентная связь характеризуется *направленностью* в пространстве, *полярностью*, *кратностью*, *энергией* и *длиной*.

Как мы знаем, электронные орбитали (кроме s -орбиталей) имеют *пространственную направленность*. Ковалентная связь, которая является результатом электронно-ядерных взаимодействий, располагается в определенном направлении по отношению к ядрам этих атомов. Если электронные облака перекрываются в направлении прямой, которая соединяет ядра атомов (т.е. по оси связи), такая ковалентная связь называется σ -связью (сигма-связью). Например, в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl атомы соединяются ковалентной σ -связью. Ковалентные сигма-связи образуются при перекрывании орбиталей: $s - s$ (как в H_2); $s - p$ (как в HCl), $p - p$ (как в Cl_2).

При перекрывании p -орбиталей, направленных перпендикулярно оси связи, образуются две области перекрывания по обе стороны оси связи. Такая ковалентная связь называется π -связью (пи-связью) (рис. 6). Например, в молекуле азота атомы связаны одной σ -связью и двумя π -связями (рис. 7).

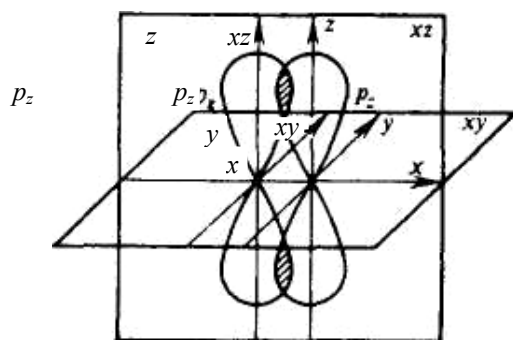


Рис. 6 Схематическое изображение π -связи

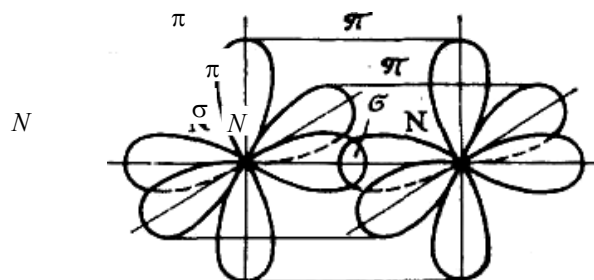


Рис. 7 Схематическое изображение σ - и π -связей в молекуле азота

Направленность ковалентной связи определяет пространственную структуру молекул, т.е. их форму. Молекула хлороводорода имеет линейную форму: она образована с помощью одной σ -связи (s - p -орбитали). Молекула воды имеет угловое строение: она образуется за счет перекрытия s -орбиталей двух атомов водорода с двумя взаимно перпендикулярными p -орбиталями атома кислорода (рис. 8). Следовательно, угол между σ -связями в молекуле воды должен быть равен 90° . В действительности угол равен $104,5^\circ$, что объясняется явлением гибридизации. В данном учебном пособии это явление рассматриваться не будет. Молекула аммиака имеет форму правильной пирамиды, молекула метана – форму тетраэдра.

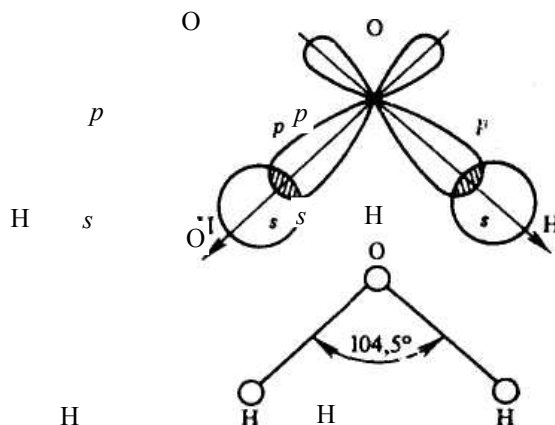


Рис. 8. Строение молекулы воды

Полярность связи определяется асимметрией в распределении общего электронного облака вдоль оси связи.

Если общие электронные пары располагаются симметрично относительно обоих ядер, то такая ковалентная связь называется неполярной.

В молекулах простых веществ – водорода H₂, кислорода O₂, азота N₂, хлора Cl₂, фтора F₂ атомы соединяются неполярной ковалентной связью.

Если общие электронные пары смещаются к одному из атомов (располагаются несимметрично относительно ядер различных атомов), то такая ковалентная связь называется полярной.

Связь в молекулах воды H₂O, аммиака NH₃, хлороводорода HCl – полярная.

Кратность ковалентной связи определяется числом общих электронных пар, которые связывают атомы.

Связь между двумя атомами при помощи одной пары электронов называется *простой* (связи H–Cl, C–H, H–O и т.д.). Связь между двумя атомами при помощи двух электронных пар называется *двойной*. Связь между двумя атомами при помощи трех электронных пар называется *тройной*.

Например, двойная связь наблюдается между атомами углерода в этилене H₂C=CH₂, тройная связь наблюдается в молекулах азота N≡N, ацетилена H–C≡C–H.

Длина связи – это равновесное расстояние между ядрами атомов. Длину связи выражают в нанометрах (нм). Чем меньше длина связи, тем прочнее химическая связь. Мерой прочности связи является ее энергия.

Энергия связи равна работе, которую необходимо затратить на разрыв связи. Выражают энергию связи в килоджоулях на моль (кДж/моль); например, в молекуле водорода энергия связи равна 435 кДж/моль. Энергия связи увеличивается с уменьшением длины

связи (табл. 10).

10 Вид, длина и энергия связи в молекулах некоторых веществ

Молекула	Вид связи	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
H ₂	$\sigma_x(s-s)$	0,074	435
Cl ₂	$\sigma_x(p_x-p_x)$	0,20	242
HF	$\sigma_x(s-p)$	0,092	560

Энергия связи увеличивается с увеличением кратности связи (табл. 11).

11 Длина и энергия связи между атомами азота и между атомами углерода

Связь	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
N–N	0,140	164,2
N=N	0,120	420,5
N≡N	0,109	945,6
C–C	0,154	347,7
C=C	0,134	606,7
C≡C	0,120	831,4

Процесс образования связи протекает с выделением энергии (*экзотермический процесс*), а процесс разрыва связи – с поглощением энергии (*эндотермический процесс*).

Слова и словосочетания

направленность	направленный, -ая, -ое, -ые	пирамида
полярность	линейный, -ая, -ое, -ые	распределение
кратность	полярный, -ая, -ое, -ые	гибридизация
тетраэдр	неполярный, -ая, -ое, -ые	длина
симметрия	равновесный, -ая, -ое, -ые	разрыв
протекать		

Упражнения

- 1 Чем характеризуется ковалентная связь?
- 2 Какая ковалентная связь называется: а) σ -связью; б) π -связью?
- 3 Какая связь называется: а) полярной; б) неполярной? Приведите примеры.
- 4 Чем определяется кратность связи?
- 5 Как изменяются длина и энергия связи с увеличением кратности связи?
- 6 Напишите электронные формулы следующих веществ: H₂O, NH₃, HBr, F₂, N₂ – и

укажите свойства ковалентных связей (направленность, полярность, кратность).

5.4 Полярность молекул

Полярность молекул зависит от полярности отдельных связей и от их расположения в молекуле (т.е. от строения молекул).

Молекулы простых веществ (H_2 , F_2 , N_2 и др.), образованные неполярными ковалентными связями, *неполярны*.

Молекулы сложных веществ могут быть и неполярными и полярными. Примеры веществ с неполярными молекулами: диоксид углерода CO_2 , метан CH_4 , бензол C_6H_6 , глюкоза $C_6H_{12}O_6$, диметиловый эфир C_2H_6O и др. Примеры веществ с полярными молекулами: диоксид серы SO_2 , вода H_2O , аммиак NH_3 , этиловый спирт C_2H_5OH и др.

В неполярных молекулах "центр тяжести" электронного облака совпадает с "центром тяжести" положительного заряда ядер. В полярных молекулах "центр тяжести" электронного облака не совпадает с "центром тяжести" положительного заряда.

Например, в молекуле хлороводорода HCl электронная плотность около ядра хлора выше, чем около ядра водорода, т.е. атом хлора имеет отрицательный заряд $q = -0,18$, а атом водорода положительный заряд $q = +0,18$. Заряды (q) атомов в молекуле называют *эффективными*. Поэтому полярные молекулы можно рассматривать как *электрические диполи*, в которых заряды, разные по знаку, но одинаковые по величине, расположены на определенном расстоянии друг от друга. Мерой полярности молекул является *электрический момент диполя*.

Электрический момент диполя – это произведение эффективного заряда на расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле. Электрический момент диполя в молекуле зависит от ее структуры. Наличие или отсутствие электрического момента диполя позволяет судить о геометрическом строении молекулы. Например, молекула CO_2 неполярна, а молекула SO_2 обладает электрическим моментом диполя. Отсюда следует, что молекула CO_2 имеет линейное строение, а молекула SO_2 – угловое.

Свойства веществ зависят от полярности молекул. Вещества, молекулы которых полярны, имеют температуры кипения и плавления выше, чем вещества, молекулы которых неполярны. Это объясняется взаимным притяжением полярных молекул.

Слова и словосочетания

бензол	центр тяжести	наличие
глюкоза	электрический момент диполя	отсутствие

Вопросы и задания

- 1 От чего зависит полярность молекул?
- 2 Молекулы каких веществ: а) неполярны; б) полярны? Приведите примеры.
- 3 Что является мерой полярности молекул?

5.5 Электроотрицательность

Способность атомов химического элемента притягивать к себе общие электронные пары называется электроотрицательностью.

Электроотрицательность элемента определяется суммой его энергии ионизации и сродства к электрону. Относительные электроотрицательности атомов некоторых элементов приведены в табл. 12.

12 Относительные электроотрицательности некоторых элементов

Период	Группа						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,1						
2	Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0
3	Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
4	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
5	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он общую электронную пару. Когда между двумя атомами разных элементов образуется ковалентная связь, общие электронные пары смещаются к более электроотрицательному атому. Например, в молекуле воды H_2O общие электронные пары смещаются к атому кислорода.

Относительная электроотрицательность атома не является строго постоянной величиной и применяется только для определения направления смещения общих электронных пар при образовании молекул.

Электроотрицательность элементов подчиняется периодическому закону. В периоде электроотрицательность элементов возрастает с увеличением порядкового номера элемента. В начале периода находятся элементы с низкой электроотрицательностью (металлы), а в конце периода – элементы с наивысшей электроотрицательностью (неметаллы). В подгруппе электроотрицательность элементов уменьшается с увеличением порядкового номера. Самым электроотрицательным элементом в периодической системе является фтор. У инертных элементов электроотрицательность отсутствует.

Химические элементы можно расположить в ряд в порядке возрастания электроотрицательности.

Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F

электроотрицательность возрастает 

Электроотрицательность характеризует различие свойств элементов. Поэтому ее используют как качественную характеристику при определении природы химической связи в различных соединениях.

Слова и словосочетания

электроотрицательность

направление
смещение, -ия

служить
способность

Вопросы и задания

- 1 Что называют электроотрицательностью?
- 2 Как изменяется электроотрицательность элементов одного периода с увеличением порядкового номера элемента?
- 3 Как изменяется электроотрицательность элементов одной группы с увеличением порядкового номера элемента?
- 4 Для чего используют электроотрицательность элементов?
- 5 В сторону какого элемента смещаются общие электронные пары в молекулах следующих соединений: H_2S , PCl_5 , F_2O , N_2O_3 , HCl , H_2O , PH_3 , P_2O_5 , SiH_4 , SO_3 ?

5.6 Ионная связь

При образовании соединений из элементов, очень отличающихся по электроотрицательности (типичных металлов и типичных неметаллов), общие электронные пары полностью смещаются к более электроотрицательному атому. В результате образуются *ионы*.

Например, при горении натрия в хлоре неспаренный $3s$ -электрон атома натрия спаривается с $3p$ -электроном атома хлора. Общая электронная пара полностью смещается к атому хлора. В результате образуется натрий-ион Na^+ и хлорид-ион Cl^- .

Заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов, называют ионами.

Заряд отрицательного иона равен числу электронов, которые атом присоединил. Заряд положительного иона равен числу электронов, которые атом отдал.

Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу.

Соединения, которые образуются из ионов, называются ионными. Связь между ионами называется ионной.

Между ионной и ковалентной связью нет резкой границы. Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи (рис. 9). В отличие от ковалентной ионная связь ненаправленна.

Процесс отдачи электронов называется окислением. Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

Например, при взаимодействии натрия с хлором атом натрия отдает электрон, окисляется и образуется натрий-ион $\text{Na} - e^- \rightarrow \text{Na}^+$.

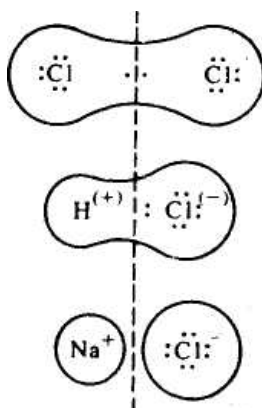


Рис. 9 Схема перехода от ковалентной связи к ионной

Атом хлора присоединяет электрон, восстанавливается и образуется хлорид-ион $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$.

Металлы главных подгрупп I и II групп при соединении с неметаллами главной подгруппы VII группы образуют типичные ионные соединения. Например, хлорид натрия NaCl , фторид калия KF , хлорид кальция CaCl_2 .

Ионные соединения – твердые кристаллические вещества.

Слова и словосочетания

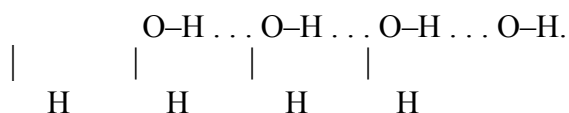
ион, – ы	кристаллический	восстановление
спариваться	окисление	присоединение
отдача		

Вопросы и задания

- 1 Какая связь называется ионной?
- 2 Что называется ионом?
- 3 Чему равен заряд иона?
- 4 Что называется: а) окислением; б) восстановлением?
- 5 Какие соединения называют ионными?
- 6 Когда образуются ионные соединения?

5.7 Водородная связь

Атом водорода, связанный с сильно электроотрицательным элементом (фтором, кислородом, азотом), может образовать еще одну связь с другим атомом сильно электроотрицательного элемента. Например, в молекуле воды атомы водорода связаны с атомами кислорода полярной ковалентной связью. Общие электронные пары смещаются к атому кислорода. Атом водорода имеет частичный положительный заряд, а атом кислорода частичный отрицательный. Положительно заряженный атом водорода одной молекулы воды притягивается отрицательно заряженным атомом кислорода другой молекулы воды. Между двумя атомами кислорода возникает связь, образованная с помощью атома водорода. Атом водорода находится на прямой, которая соединяет ядра этих атомов



Водородная связь образуется за счет сил электростатического притяжения полярных молекул друг к другу, особенно когда они содержат атомы сильно электроотрицательных элементов (F, O, N).

Например, водородные связи образуют HF, H₂O, NH₃, но не образуют их аналоги HCl, H₂S, PH₃.

Водородные связи малоустойчивы и разрываются довольно легко (например, при плавлении льда и кипении воды), но так как на разрыв этих связей требуется затратить некоторую энергию, то температуры плавления и кипения веществ с водородными связями между молекулами оказываются значительно выше, чем у подобных веществ, но без водородных связей. Например:

Вещество	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	Вещество	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$
HF	-83,36	19,52	H ₂ O	0,00	100,00
HCl	-114,00	-85,08	H ₂ S	-85,54	-60,35

(В HF и H₂O есть водородные связи, а в HCl и H₂S их нет).

Многие органические соединения также образуют водородные связи. Важную роль водородная связь играет в биохимических процессах.

Слова и словосочетания

водородная связь
биохимический, -ая, -ое, -ие

Вопросы и задания

- 1 Какая связь называется водородной?
- 2 В каких веществах образуется водородная связь?
- 3 Почему вода, аммиак и фтороводород имеют аномально высокие температуры плавления и кипения?

5.8 Металлическая связь

У металлов самая низкая энергия ионизации. Поэтому в металлах валентные электроны легко отрываются от отдельных атомов и становятся общими для всего кристалла (*обобществленными*). Так образуются положительные ионы металла и *электронный газ* – *совокупность подвижных электронов*. В кристалле металла небольшое число обобществленных электронов связывает большое число ионов.

Химическая связь в металлах между положительными ионами и обобществленными электронами называется металлической связью.

Металлическая связь сходна с ковалентной. В основе образования этих связей лежат процессы обобществления валентных электронов. Но в металле валентные электроны являются общими для всего кристалла, а в соединениях с ковалентной связью общими являются только валентные электроны двух соседних атомов. Металлическая связь ненаправленна, так как валентные электроны распределены по кристаллу почти равномерно.

Металлическая связь характерна только для металлов в твердом или жидком агрегатном состоянии.

Слова и словосочетания

электронный газ
подвижный, -ая, -ое, -ые

обобществленный, -ая, -ое, -ые
обобществление

Вопросы и задания

- 1 Какая связь называется металлической?
- 2 Для каких веществ и в каком агрегатном состоянии характерна металлическая связь?
- 3 Что общего между ковалентной и металлической связями?

5.9 Валентность и степень окисления

В середине XIX в. в химию было введено понятие "валентность". Менделеев Д.И. установил связь между валентностью элемента и его положением в периодической системе элементов, ввел представление о переменной валентности.

При образовании веществ атомы различных элементов соединяются в определенных соотношениях.

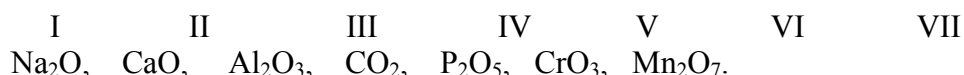
Валентность – способность атомов данного элемента присоединять определенное число атомов других элементов.

Атом водорода никогда не присоединяет больше одного атома другого элемента. Поэтому валентность водорода приняли за единицу измерения валентности элементов.

Если атом элемента присоединяет один атом водорода, то этот элемент имеет валентность один (одновалентен). Если атом элемента присоединяет два атома водорода, то элемент двухвалентен. Если атом элемента присоединяет три атома водорода, то этот элемент трехвалентен.

Например, в соединениях: HCl – хлор одновалентен, H₂O – кислород двухвалентен, NH₃ – азот трехвалентен, CH₄ – углерод четырехвалентен. В этих соединениях валентность элементов мы определяем по формулам водородных соединений – это *валентность по водороду*.

Кислород всегда имеет валентность два. Если мы знаем формулы соединений элементов с кислородом, то можно определить *валентность по кислороду*. Например, в следующих соединениях элементы имеют такие валентности (обозначены римскими цифрами)



Некоторые элементы имеют постоянную валентность. Например, Na, K, Rb, Li, H в соединениях всегда одновалентны; O, Ca, Mg, Sr, Ba всегда двухвалентны; Al – трехвалентен.

Многие элементы имеют переменную валентность. Например, железо может иметь валентность два или три (FeO и Fe₂O₃); медь валентность один и два (Cu₂O, CuO). Сера имеет валентность два (в соединениях с водородом и с металлами: H₂S, CaS, Na₂S) и валентность четыре и шесть (в соединениях с кислородом: SO₂, SO₃).

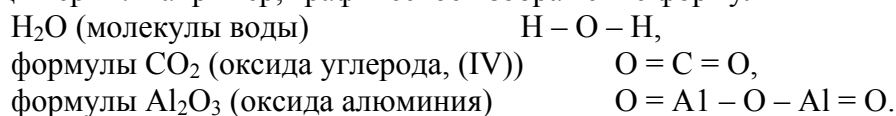
Если мы знаем валентности элементов, то можем легко составить формулу вещества, которое состоит из двух элементов. Например, если вещество состоит из магния (валентность два) и хлора (валентность один), то формула, вещества MgCl₂.

В молекуле сложного вещества A_xB_y, которое состоит из элемента A с валентностью n и элемента B с валентностью m, произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента: nx = my.

Например, в молекуле Al_2O_3 произведение валентности алюминия на число атомов равно произведению валентности кислорода на число его атомов ($3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$).

Валентность – важная качественная характеристика элемента.

Графическое изображение формул. Формулы молекул можно изображать графически. В графических изображениях формул каждую валентность обозначают при помощи черты. Например, графическое изображение формулы



При графическом изображении формул нужно помнить, что в молекуле вещества, которое состоит из двух элементов, сумма валентностей атомов одного элемента равна сумме валентностей атомов другого элемента.

Электронная теория строения атома объяснила физический смысл валентности и структурных формул.

Валентность элемента определяется числом общих электронных пар, которые связывают атом данного элемента с другими атомами.

Например, валентность азота в соединении N_2 ($\ddot{\text{N}}::\ddot{\text{N}}$ или $\text{N}\equiv\text{N}$) равна трем, в соединении NH_4Cl $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right]^+ \text{Cl}^-$ равна четырем. Валентность хлора в соединении Cl_2 ($:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$)

равна единице.

Валентность не может быть отрицательной и не может равняться нулю. Понятие "валентность" можно применять только к соединениям с ковалентной связью.

В настоящее время для характеристики состояния атома в соединении используют понятие "степень окисления".

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, который возник бы на атоме, если бы общие электронные пары полностью сместились к более электроотрицательному атому (т.е. атомы превратились бы в ионы).

Степень окисления не всегда численно равна валентности. Для определения степени окисления каждого элемента в соединении нужно помнить следующее:

1 Степень окисления атома в молекуле может быть равна нулю или выражена отрицательным или положительным числом.

2 Молекула всегда электронейтральна: сумма положительных и отрицательных формальных зарядов, которые характеризуют степень окисления атомов, образующих молекулу, равна нулю.

3 Степень окисления водорода во всех соединениях, за исключением гидридов металлов (NaH , KH , CaH_2 и др.), равна + 1. В гидридах металлов его степень окисления равна – 1.

4 Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна – 2.

Исключения составляют:

а) пероксиды типа H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , в которых степень окисления кислорода равна – 1; а его валентность равна двум ($\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, $\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$).

б) надпероксиды типа KO_2 , RbO_2 , CsO_2 , в которых степень окисления –1 имеет сложный надпероксидный ион $[\text{O}_2]^{-1}$ и, следовательно, формально степень окисления атома кислорода равна – 1/2;

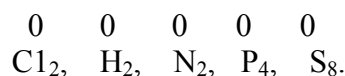
в) озониды типа KO_3 , RbO_3 , CsO_3 , в которых степень окисления –1 имеет сложный озонид-ион $[\text{O}_3]^{-1}$ и, следовательно, формально степень окисления атома кислорода равна – 1/3;

г) смешанные пероксид-надпероксидные соединения типа M_2O_3 ($\text{M}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{MO}_2$), где $\text{M} - \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$, в которых атомы кислорода формально характеризуются степенями окис-

ления -1 и $-1/2$;

д) оксид F_2O и пероксид F_2O_2 фтора, в которых степень окисления атомов кислорода соответственно равна $+2$ и $+1$.

5 Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю



6 Степень окисления атомов металлов в соединениях всегда положительна. При этом многие из них имеют постоянную степень окисления. Например, атомы щелочных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) во всех соединениях имеют степени окисления $+1$, а атомы щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra) – степени окисления $+2$.

7 Степени окисления многих элементов переменные.

Например, степень окисления серы в сероводороде H_2S равна -2 , в оксиде серы (IV) SO_2 $+4$, в оксиде серы (VI) SO_3 $+6$.

8 Высшая степень окисления элемента обычно равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе элементов.

Например, магний Mg находится во второй группе и его высшая степень окисления равна $+2$. Марганец Mn находится в седьмой группе и его высшая степень окисления равна $+7$.

9 Зная степени окисления одних элементов, можно определить степени окисления других элементов в данном соединении. Для этого нужно помнить, что алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов в соединении (с учетом числа атомов) всегда равна нулю.

Например, определим степень окисления азота в азотной кислоте HNO_3 и в азотистой кислоте HNO_2 . В азотной кислоте степень окисления водорода $+1$, кислорода -2 , степень окисления азота x :

$$\begin{aligned} +1 + x + (-2 \cdot 3) &= 0, \\ x &= +5. \end{aligned}$$

В азотистой кислоте степень окисления азота:

$$\begin{aligned} +1 + x + (-2 \cdot 2) &= 0, \\ x &= +3. \end{aligned}$$

Слова и словосочетания

валентность, -и	графически	гибрид, -ы
соотношение, -ия	изображение, -ия	черта
изображать	присоединять	
изобразить	присоединить	
графический, -ая, -ие, -ое	следующий, -ая, -ое, -ие	
степень окисления	условный, -ая, -ое, -ые	
вести понятие	свободный, -ая, -ое, -ие	
возникать – возник- нуть		

Вопросы и задания

- 1 Что называется валентностью?
- 2 Какие одновалентные, двухвалентные и трехвалентные элементы вы знаете?
- 3 Какие элементы имеют переменную валентность?

- 4 Какую валентность имеют элементы в соединениях HBr , PH_3 , SiH_4 , Cl_2O_7 ?
- 5 Как изображают графические формулы?
- 6 Составьте формулы соединений: а) C_xCl_y ; б) Sn_xCl_y ; в) Zn_xCl_y ; г) P_xO_y ; д) Al_xCl_y ; е) C_xO_y ; ж) Ca_xO_y ; з) Sn_xO_y , если хлор одновалентен, кислород, кальций, цинк двухвалентны, углерод и олово четырехвалентны, алюминий трехвалентен, фосфор пятивалентен.
- 7 Определите валентности элементов в соединениях: FeCl_3 , Cu_2O , MgO , Cr_2O_3 , CuCl_2 .
- 8 Изобразите графически формулы соединений: CaO , Cl_2O_3 , SO_3 , AlCl_3 , P_2O_5 .
- 9 Чем определяется валентность элемента?
- 10 Что такое степень окисления?
- 11 Чему равна степень окисления атомов в простых веществах?
- 12 Определите степень окисления каждого элемента в соединениях: H_2 , N_2O_5 , KMnO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, K_2O_2 , FeS_2 , NH_4Cl , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3 , F_2O .

5.10 Агрегатные состояния веществ

Вещества могут находиться в четырех агрегатных состояниях: газообразном, жидком, твердом или плазменном.

Газообразное состояние вещества характеризуется большими расстояниями между частицами (молекулами, атомами). В газах силы взаимодействия между частицами малы и частицы движутся хаотически. Форма и объем газа определяются формой и объемом сосуда, в котором находится газ.

В *жидкости* расстояние между составляющими ее частицами (молекулами, атомами, ионами) меньше, чем в газе, и частицы не могут перемещаться свободно и независимо друг от друга. Жидкость занимает определенный объем, а ее форма определяется формой сосуда, в котором она находится. Только в очень малых количествах жидкость сохраняет форму капли. Поэтому жидкости занимают промежуточное положение между газами и твердыми веществами.

В *твердом веществе* расстояния между частицами (молекулами, атомами, ионами) малы и силы их взаимодействия велики. Твердое тело имеет определенный объем и форму, его частицы не перемещаются свободно, а расположены определенным образом в пространстве по отношению друг к другу. Частицы твердого вещества колеблются около равновесных положений. Различают две формы твердого вещества – *кристаллическую* и *аморфную*. В кристаллическом веществе частицы располагаются в пространстве в определенном порядке и образуют кристаллическую решетку. В аморфном веществе они располагаются беспорядочно. Одно и то же вещество можно получить как в кристаллической, так и в аморфной форме.

Плазма – это газ, состоящий из положительно и отрицательно заряженных частиц, общий заряд которых равен нулю. Плазму стали рассматривать как четвертое состояние вещества недавно. Чтобы перевести вещество из газообразного состояния в плазму, нужно его атомы превратить в ионы (т.е. ионизировать газ), оторвав от них электроны (все или часть). Ионизация газа происходит при нагревании до высоких температур порядка нескольких десятков тысяч градусов и больше, при действии ультрафиолетового излучения или электрического разряда.

На Земле плазменное состояние вещества – редкое явление. Однако верхние слои атмосферы состоят из плазмы. Молнии, северное сияние, световые рекламы (аргоновые или неоновые) – это явления плазмы. На Солнце вещества находятся в плазменном состоянии.

Слова и словосочетания

плазма
хаотически
промежуточный, -ая, -ое, -ые

колебаться
аморфный
молния, -ми
реклама, -ы

составная часть
редкий, -ая, -ое, -ие
северное сияние
световой, -ая, -ое, -ые

Вопросы и задания

- 1 Какие агрегатные состояния веществ вы знаете?
- 2 Какими свойствами характеризуется состояние: а) газообразное; б) жидкое; в) твердое; г) плазменное?
- 3 Какие формы твердых веществ вы знаете?
- 4 Где встречаются вещества в состоянии плазмы?

5.11 Кристаллические решетки

Кристаллы каждого кристаллического вещества имеют характерную форму. Например, кристаллы хлорида натрия NaCl имеют форму куба, кристаллы сульфата калия K_2SO_4 – форму ромба, нитрат кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ кристаллизуется в виде правильных октаэдров (рис. 10).

В зависимости от природы частиц, которые образуют кристаллическую решетку, различают ионные, атомные, молекулярные и металлические решетки (рис. 11).

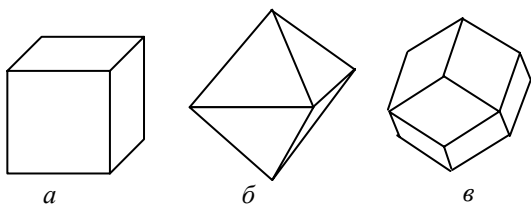


Рис. 10 Формы кристаллов:

a – куб; *б* – октаэдр; *в* – ромбический додекаэдр

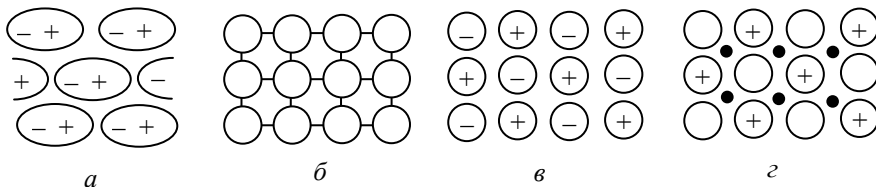


Рис. 11 Типы кристаллических решеток:

a – молекулярная; *б* – атомная; *в* – ионная; *г* – металлическая

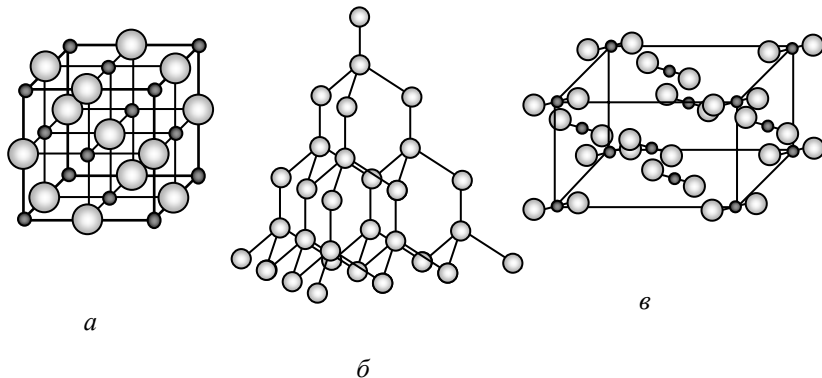


Рис. 12 Модели кристаллических решеток:
a – хлорида натрия; *б* – алмаза;
в – молекулярной решетки твердого оксида углерода (IV)

В узлах *ионной решетки* расположены положительные и отрицательные ионы. Вокруг каждого положительного иона располагаются отрицательные ионы, а вокруг отрицательного иона – положительные. Например, в кристаллической решетке хлорида натрия каждый ион Cl^- окружают шесть ионов Na^+ , а каждый ион Na^+ – шесть хлорид-ионов.

Число частиц (атомов, молекул, ионов), которые окружают данную частицу в кристаллической решетке или в молекуле, называется *координационным числом*. В кристалле хлорида натрия координационное число иона Na^+ и иона Cl^- равно шести (рис. 12, *a*).

Ионные кристаллические решетки характерны для оксидов, гидроксидов и солей. Все ионные соединения имеют высокую температуру плавления и нелетучи.

В узлах *атомной решетки* располагаются атомы, связанные между собой электронными парами. Например, кристаллы алмаза имеют атомную решетку (рис. 12, *б*). Для веществ с атомной решеткой характерны высокая твердость и высокие температуры плавления.

В узлах *молекулярной решетки* располагаются полярные или неполярные молекулы (рис. 12, *в*). Они связаны между собой более слабыми силами, чем атомы или ионы. Поэтому вещества с молекулярными решетками имеют сравнительно невысокую температуру плавления, они летучи. Молекулярную решетку имеют многие органические вещества – сахар, камфара, а также неорганические вещества – вода, йод, аммиак, оксид углерода (IV) в твердом состоянии.

В узлах *металлической решетки* располагаются нейтральные атомы и положительные ионы данного металла. Между ними свободно перемещаются электроны. Этим обусловлены общие свойства металлов: металлический блеск, пластичность, электрическая проводимость и теплопроводность.

Слова и словосочетания

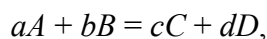
куб, -ы	октаэдр	нелетучий, -ая, -ое,
узел кристаллической решетки	ромб, -ы	-ые
окружать – окружить	твердость	летучий
координационное число	основание	камфара
пластичность	электрическая проводимость	блеск
	теплопроводность	нейтральный

Вопросы и задания

- 1 Какие вы знаете кристаллические решетки?
- 2 Какие физические свойства имеют вещества: а) с ионной решеткой; б) с атомной решеткой; в) с молекулярной решеткой; г) с металлической решеткой? Приведите примеры.
- 3 Что называется координационным числом?

VI ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

Химические свойства веществ проявляются в химических реакциях. Химическая реакция изображается в общем виде уравнением



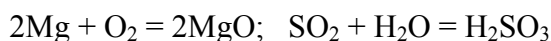
где вещества A и B , вступающие в реакцию, называют *реагентами* (или *исходными веществами*), а новые вещества C и D , образующиеся в результате протекания реакции, – продуктами (или *конечными веществами*). Целочисленные параметры a , b , c и d в уравнении реакции называют *стехиометрическими коэффициентами*.

6.1 Типы химических реакций

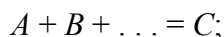
Химические реакции классифицируют по различным признакам. Рассмотрим некоторые из них.

I По типу взаимодействия реакции можно разделить на такие типы:

1) *реакции соединения*, при которых из двух или нескольких веществ получают одно вещество



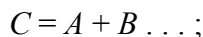
или в общем виде



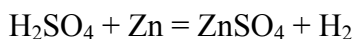
2) *реакции разложения*, при которых из одного вещества образуется несколько веществ



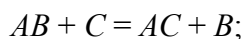
или в общем виде



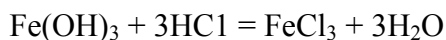
3) *реакции замещения*, при которых простое вещество замещает составную часть сложного вещества и в результате образуются новое простое и новое сложное вещества



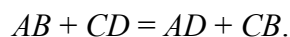
или в общем виде



4) *реакции двойного обмена*, при которых молекулы сложных веществ обмениваются своими составными частями:

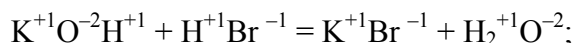


или в общем виде



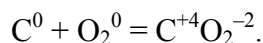
II По изменению степеней окисления элементов, которые входят в состав реагирующих веществ, выделяют:

1) *обменные реакции*, протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества



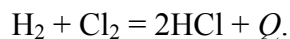
2) *окислительно-восстановительные реакции*, протекающие с изменением степеней

окисления всех или некоторых элементов

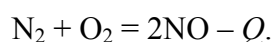


III По тепловому эффекту реакции делят на:

1) *экзотермические реакции*, протекающие с выделением энергии в форме теплоты (+Q)



2) *эндотермические реакции*, протекающие с поглощением энергии в форме теплоты (-Q)

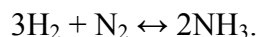


IV По направлению:

1) *необратимые реакции*, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным превращением реагентов в продукты (т.е. реакции идут до конца слева направо)



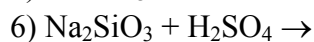
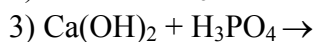
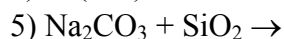
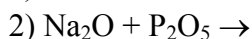
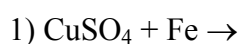
2) *обратимые реакции*, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично (т.е. реакции не идут до конца слева направо)



Существуют и другие признаки, по которым классифицируют химические реакции. Одна и та же реакция в зависимости от признака классификации может относиться к разным типам реакций.

Вопросы и задания

- 1 Какие вы знаете типы химических реакций?
- 2 Какая реакция называется реакцией а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена? Приведите примеры.
- 3 Закончите уравнения следующих реакций и определите, к какому типу относится каждая из них:



6.2 Скорость химических реакций

Количественной характеристикой быстроты течения химической реакции является ее скорость. За скорость химической реакции принимают изменение количества реагирующего вещества (или продукта) во времени в единице объема реакционной системы.

Например, A_i – одно из реагирующих веществ или продуктов реакции. В момент времени τ_1 , в объеме V содержалось вещество A количеством $n_1(A_i)$, в момент времени τ_2

в том же объеме количество вещества A равно $n_2(A_i)$. Тогда скорость реакции v по веществу A_i составит

$$v = \pm \frac{n_2(A_i) - n_1(A_i)}{V(\tau_2 - \tau_1)}.$$

Введем обозначения: $n_2(A_i) - n_1(A_i) = \Delta n(A_i)$ – изменение количества вещества A_i ; $\tau_2 - \tau_1 = \Delta \tau$ – промежуток (изменение) времени и, подставив их в уравнение, получаем

$$v = \pm \frac{\Delta n(A_i)}{V \Delta \tau}.$$

Учитывая, что

$$\frac{n(A_i)}{V} = c(A_i),$$

получаем

$$v = \pm \frac{\Delta c(A_i)}{\Delta \tau},$$

где $c(A_i)$ – молярная концентрация – количество вещества, содержащееся в единице объема, моль/л.

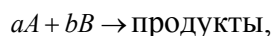
Таким образом, скорость реакции – это изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Единица измерения скорости – моль/(м³ · с) или моль/(л · с). Все вышеизложенное относится к гомогенным (протекающим в однородной среде) химическим реакциям. Выражение для скорости гетерогенной реакции (протекающей в неоднородной среде) несколько другое, в данном пособии оно рассматриваться не будет.

Скорость реакции все время меняется. Однако за некоторый достаточно короткий промежуток времени можно рассчитать среднюю скорость реакции по формулам.

Скорость химической реакции зависит от нескольких факторов.

1 *Природа реагентов.* Здесь большую роль играет характер химических связей в соединениях, строение их молекул. Например, выделение водорода цинком из раствора HCl происходит значительно быстрее, чем из раствора CH₃COOH, так как полярность связи Н – Cl больше, чем для связи О – Н в молекуле CH₃COOH.

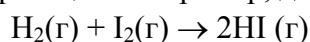
2 *Концентрация реагирующих веществ.* В соответствии с основным законом химической кинетики для реакции



скорость выражается следующим соотношением

$$v = k C_A^p C_B^q,$$

где k – константа скорости реакции; p и q – коэффициенты (определяются экспериментально). Для некоторых простейших реакций коэффициенты p и q равны стехиометрическим коэффициентам уравнения реакции. Например, для реакции



можно записать

$$v = k C_{\text{H}_2} C_{\text{I}_2}$$

т.е. $p = q = 1$.

3 *Температура реакции.* Зависимость скорости реакции от температуры передается уравнением Вант-Гоффа

$$v(t_2) = v(t_1) \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где $v(t_2)$ и $v(t_1)$ – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции (для многих реакций $\gamma = 2 \dots 4$). Это правило говорит о том, что скорость реакций возрастает в 2 – 4 раза при увеличении температуры на 10 °С.

4 *Поверхность соприкосновения реагентов.* Чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает реакция. Реакция в растворах протекает практически мгновенно.

5 *Катализатор.* Большое влияние на скорость реакции оказывают катализаторы – вещества, увеличивающие скорость реакции, но не входящие в состав продуктов.

Вопросы и задания

- 1 Чем выражается скорость химической реакции?
- 2 От чего зависит скорость химической реакции?
- 3 От чего зависит константа скорости химической реакции?
- 4 Как будут изменяться константы скорости химической реакций при повышении температуры?
- 5 Как изменяется скорость химической реакций при изменении: а) температуры; б) концентрации реагирующих веществ?

6.3 Химическое равновесие

Многие химические реакции являются *обратимыми*, т.е. протекают как в прямом, так и в обратном направлениях. Состояние обратимой системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется *химическим равновесием*.

При химическом равновесии не происходит изменение концентраций вещества в системе (устанавливаются так называемые *равновесные концентрации* веществ), однако это не означает, что химическая реакция не протекает: она идет, но с одинаковыми скоростями в двух противоположных направлениях. Такое равновесие является *динамическим*.

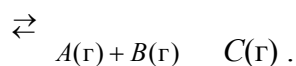
Химическое равновесие можно сместить, т.е. изменить равновесные концентрации веществ. В соответствии с *принципом Ле Шателье*, **если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию веществ), то равновесие сместится в сторону протекания той реакции, которая ослабляет это воздействие.**

Например, в системе



прямая реакция является экзотермической, обратная – эндотермической. С ростом температуры равновесие смещается в сторону веществ A и B (так как эндотермическая реакция ослабляет воздействие), с уменьшением температуры – в сторону образования вещества C .

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то при увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего количества газообразных веществ. Например



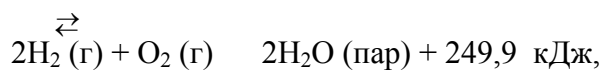
В левой части – 1 моль газа *A* и 1 моль газа *B*, в правой – 1 моль газа *C*. При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования вещества *C*, при уменьшении давления – в сторону образования веществ *A* и *B*.

Если увеличить концентрацию веществ *A* или *B*, то равновесие смещается в сторону образования вещества *C*; при увеличении концентрации *C* происходит смещение равновесия в сторону образования *A* и *B*.

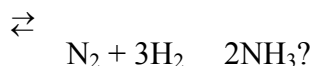
Смещение химического равновесия часто применяется в производственных процессах для увеличения выхода нужного продукта.

Вопросы и задания

- 1 Какая реакция называется а) необратимой, б) обратимой? Приведите примеры.
- 2 При каких условиях равновесие обратимой реакции нарушается?
- 3 Что называется константой равновесия, от чего она зависит и что характеризует?
- 4 В какую сторону смещается равновесие: а) при повышении температуры, б) при повышении давления:



- 5 В какую сторону смещается равновесие системы при увеличении концентрации аммиака:



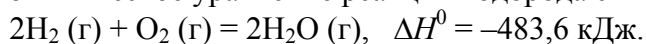
6.4 Тепловые эффекты реакций

В ходе всех химических реакций происходит выделение или поглощение теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими*, с поглощением теплоты – *эндотермическими*. Количество выделенной или поглощенной теплоты при данных количествах реагирующих веществ называют *тепловым эффектом реакции*. Тепловой эффект реакций определяется разностью энергий связи, которые образуются и разрываются.

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакций называются *термохимическими уравнениями*. В термохимических уравнениях химических реакций тепловой эффект указывают при помощи величины ΔH , которая называется *изменением энтальпии* (теплосодержания) реакции. Если реакция протекает при стандартных условиях (температуре 289,15 К или 25 °С, давлении 101 325 Па, концентрации всех веществ в растворе или в газе 1 моль в литре), то изменение энтальпии обозначают символом ΔH_0 .

Если $\Delta H < 0$, то теплота выделяется, т.е. реакция – экзотермическая. Для эндотермических реакций $\Delta H > 0$.

Рассмотрим термохимическое уравнение реакции водорода с кислородом



В скобках указано агрегатное состояние вещества, от которого зависит тепловой эффект реакции. Эта запись означает, что при взаимодействии 2 молей водорода с 1 молем кислорода образуется 2 моля паров воды и выделяется (в стандартных условиях) 482,6 кДж теплоты.

При увеличении количества реагирующих веществ тепловой эффект реакции пропорционально возрастает.

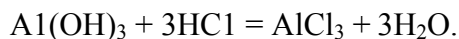
Вопросы и задания

- 1 Какая реакция называется: а) экзотермической, б) эндотермической?
- 2 Что называется тепловым эффектом химической реакции?
- 3 Чем определяется тепловой эффект химической реакции?
- 4 Что такое термохимическое уравнение?

6.5 Окислительно-восстановительные реакции

Как отмечалось ранее, по признаку изменения степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, реакции делят на реакции, идущие без изменения степеней окисления элементов, и на окислительно-восстановительные (идущие с изменением степеней окисления элементов).

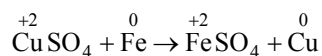
- 1 Реакции, идущие без изменения степеней окисления элементов:



- 2 Окислительно-восстановительные реакции:

Реакции, при которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Например, в реакции



медь и железо изменяют свои степени окисления: степень окисления меди понижается от +2 до 0, степень окисления железа повышается от 0 до +2. Ион меди (II) присоединяет два электрона – восстанавливается



Атом железа отдает два электрона – окисляется



Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Их степени окисления в окислительно-восстановительных процессах понижаются. Окислителями являются простые вещества неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2), а также соединения, в состав которых входят элементы в высоких степенях окисления (например, $H\overset{+7}{Mn}O_4$, $K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7$, $H\overset{+5}{N}O_3$, $H\overset{+7}{Cl}O_4$ и др.).

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. Их степени окисления в окислительно-восстановительных процессах повышаются. Восстановителями являются простые вещества металлы, водород, а также соединения, в состав которых входят атомы элементов в низких степенях окисления (например, $H\overset{-1}{I}$, $H\overset{-1}{Br}$, $H\overset{-1}{Cl}$, $H_2\overset{-2}{S}$ и др.).

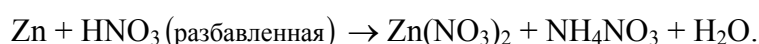
Известны вещества, которые в зависимости от условий могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Обычно это вещества, в состав которых входят элементы в промежуточных степенях окисления ($\overset{0}{S}$, $H_2\overset{-1}{O}_2$, $H_2\overset{+4}{S}O_3$ и др.).

Так сера при взаимодействии с кислородом – более сильным окислителем, более электроотрицательным элементом – проявляет свойства восстановителя: $\overset{0}{S} + O_2 = \overset{+4-2}{SO}_2$. При этом степень окисления серы повышается от 0 до +4.

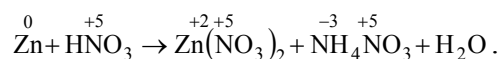
При взаимодействии с металлами и водородом – более сильными восстановителями – сера проявляет свойства окислителя: $Zn\overset{0} + S\overset{0} = Zn\overset{+2-2}{S}$. При этом степень окисления серы понижается от 0 до –2.

Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций *по методу электронного баланса*.

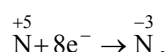
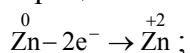
1 Составляем схему реакции



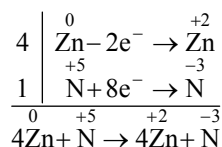
2 Определяем, атомы каких элементов изменяют степень окисления



3 Составляем электронные схемы процессов окисления и восстановления:



4 В электронных схемах подбираем коэффициенты так, чтобы число электронов, которые отдает восстановитель (Zn), было равно числу электронов, которые присоединяет окислитель (HNO_3):



5 Расставляем коэффициенты в уравнении реакции



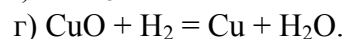
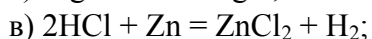
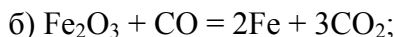
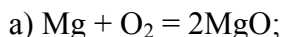
Как видно, азотная кислота расходуется не только на окисление цинка, но и на образование солей $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и NH_4NO_3 .

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления.

Окислительно-восстановительные реакции имеют большое значение в технике и в жизни. Получение металлов, неметаллов, аммиака, азотной и серной кислот, лекарств основано на окислительно-восстановительных реакциях. Горение, фотосинтез, дыхание, пищеварение, обмен веществ – все это окислительно-восстановительные процессы.

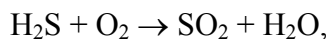
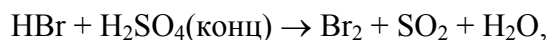
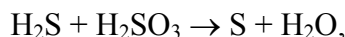
Вопросы и задания

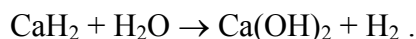
- 1 Какой процесс называется: а) окислением; б) восстановлением?
- 2 Какие вы знаете окислители и восстановители?
- 3 Почему следующие реакции относятся к окислительно-восстановительным:



Какой элемент в этих реакциях окисляется и какой восстанавливается?

- 4 Закончите уравнения реакций:





VII РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

7.1 Растворы

Растворами называются гомогенные (однородные) системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Размеры частиц в растворах составляют менее 10^{-8} см. В зависимости от агрегатного состояния растворы могут быть жидкими, твердыми и газообразными.

В каждом растворе должно быть не менее двух компонентов, один из которых называют растворителем, а другие – растворенными веществами. *Растворитель* – это компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Например, при взаимодействии газообразного оксида серы (IV) и воды (жидкость) образуется жидкий раствор. В этом случае вода – растворитель, оксид серы (IV) – растворенное вещество. Часто растворы образуются веществами, находящимися в одинаковых агрегатных состояниях, например спирт (жидкость) и вода (жидкость). В этом случае растворителем может считаться любой компонент, например тот, которого в системе больше.

В соответствии с *химической теорией растворов*, разработанной .И. Менделеевым, растворение (при получении жидких растворов) – сложный физико-химический процесс, приводящий к образованию химических соединений (сольватов) между растворителем и растворенными веществами.

Для количественной характеристики растворов используется понятие *концентрации* – величина, характеризующая число частиц в единице объема. В химии концентрацию обычно измеряют не числом частиц, а числом молей в единице объема.

Чаще всего используют *молярную концентрацию* – число молей растворенного вещества в единице объема.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V},$$

где $c(X)$ – молярная концентрация вещества X ; $n(X)$ – количество вещества X ; V – объем раствора. Единица СИ молярной концентрации – моль/м³, но наиболее часто используется единица моль/л.

Для обозначения единицы молярной концентрации раствора обычно используется буква М, например: 1 М – одномолярный раствор ($c = 1$ моль/л); 0,1 М – децимолярный раствор ($c = 0,1$ моль/л) и т.д.

В теории растворов удобно использовать понятие *моляльности* – число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

Массовая доля растворенного вещества – это отношение массы данного компонента к массе раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m}$$

или

$$\omega(X) = \frac{m(X) \cdot 100}{m} \%,$$

где $\omega(X)$ – массовая доля растворенного вещества X ; $m(X)$ – масса компонента X ; m – масса раствора. Массовая доля – безразмерная величина. Она выражается в долях единицы или в процентах.

Способность вещества образовывать раствор называют *растворимостью*. Растворимость вещества показывает, сколько вещества в граммах может быть растворено в 1 л воды или сколько вещества в граммах может раствориться в 100 г растворителя.

Раствор, в котором может раствориться еще некоторое количество растворенного вещества при данной температуре, является *ненасыщенным*. При достижении предела растворимости образуется *насыщенный* раствор, в котором растворенное вещество находится в динамическом равновесии с избытком этого же вещества. Иногда можно получить *пересыщенные* растворы с концентрацией растворенного вещества большей, чем в насыщенном. Такие растворы при внешних воздействиях легко разрушаются: образуется насыщенный раствор, и выделяются излишки растворенного вещества.

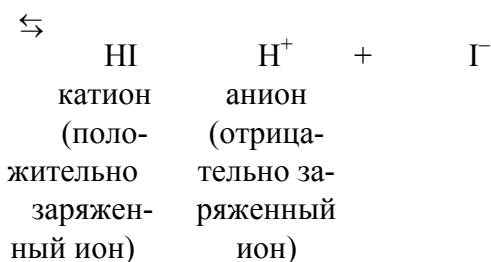
Вопросы и задания

- 1 Что такое раствор?
- 2 Из каких компонентов состоит раствор?
- 3 Что называется массовой долей растворенного вещества, моляльной и молярной концентрацией? В чем выражаются эти величины?
- 4 Что такое растворимость?
- 5 Какой раствор называется: а) насыщенным, б) ненасыщенным, в) пересыщенным?
- 6 Чем характеризуют растворимость?

7.2 Электролитическая диссоциация

Растворение любого вещества сопровождается образованием сольватов. Если при этом в растворе не происходит формульных изменений у частиц растворенного вещества, то такие вещества относят к *неэлектролитам* (N_2 , $CHCl_3$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ и т.д.). Однако много веществ при растворении претерпевают существенные формульные изменения, образуя сольватированные (гидратированные) ионы – катионы $M^{x+} \cdot nH_2O$ и анионы $A^{y-} \cdot mH_2O$. Такие вещества относят к электролитам.

Электролитической диссоциацией называют процесс распада веществ (электролитов) на ионы в водных растворах (С. Аррениус, 1887 г.), например:



Электролитическая диссоциация является обратимым процессом.

Процесс электролитической диссоциации обусловлен взаимодействием растворенных веществ с водой (или другим растворителем); образующиеся ионы – *катионы* и *анионы* – являются *гидратированными*, т.е. химически связанными с водой.

К электролитам относятся вода, кислоты, основания, соли. Рассмотрим диссоциа-

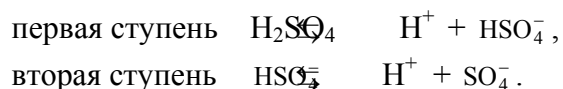
цию важнейших классов неорганических соединений.

При диссоциации кислот всегда образуются ионы водорода H^+ (точнее – ионы гидроксония H_3O^+), которые обуславливают важнейшие свойства кислот (кислый вкус, действия на индикаторы, взаимодействие с основаниями)



Других катионов, кроме ионов водорода, при диссоциации кислот не образуется.

Двух и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, постепенно отщепляя ионы водорода. Например, в случае серной кислоты

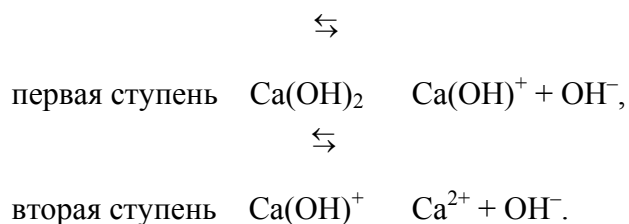


Кислоты диссоциируют в большей степени по первой ступени, чем по второй и последующим.

При диссоциации оснований всегда образуются гидроксид-ионы OH^- , например



Двух и трехкислотные основания в водных растворах диссоциируют ступенчато, т.е. постепенно отщепляют гидроксид-ионы. Например, в случае гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ диссоциация протекает в две ступени:



Других анионов, кроме OH^- , при диссоциации оснований не образуется.

Существуют электролиты, которые могут диссоциировать как по механизму кислот (с отщеплением ионов H^+), так и по механизму оснований (отщепление ионов OH^-). Они называются *амфотерными электролитами* или *амфолитами*. К амфотерным электролитам, например, относится вода

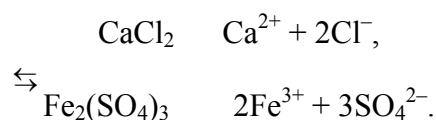


При диссоциации солей образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков, например

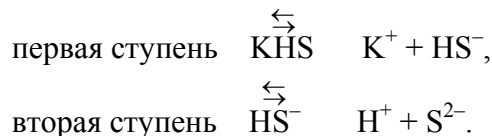


Средние соли диссоциируют практически полностью

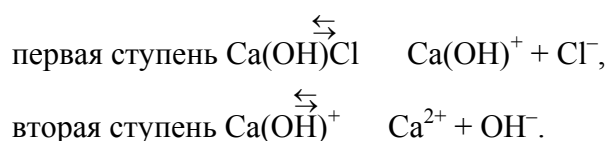




В результате образуются только катионы металла и анионы кислотного остатка. Диссоциация кислых солей протекает ступенчато, как, например, в случае гидросульфида калия KHS:



В результате образуется два типа катионов: катионы металла и ионы водорода. Также ступенчато диссоциируют основные соли, например, гидроксохлорид кальция:



Таким образом, при диссоциации основных солей образуются два типа анионов: анионы кислотных остатков и гидроксид-ионы.

Количественной характеристикой электролитической диссоциации является *степень диссоциации* α – отношение количества вещества электролита AB , распавшегося на ионы, $n_d(AB)$ к общему количеству вещества этого электролита в растворе $n(AB)$:

$$\alpha = \frac{n_d(AB)}{n(AB)}$$

или

$$\alpha = \frac{n_d(AB) \cdot 100}{n(AB)}, \quad \%. \quad .$$

Степень диссоциации – безразмерная величина, ее выражают в долях или в процентах. При полной диссоциации электролита степень диссоциации равна 1 или 100 %. Для неэлектролитов, которые не диссоциируют на ионы $\alpha = 0$.

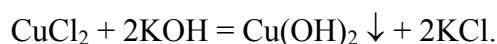
В зависимости от степени диссоциации все электролиты подразделяют на слабые, средние и сильные: *слабые электролиты* лишь частично диссоциируют на ионы, *сильные электролиты* – практически полностью. Примеры слабых электролитов: H_2O , HF , H_2S , H_2SO_3 , сильных: HCl , H_2SO_4 , NaOH , NaCl , K_2SO_4 .

Вопросы и задания

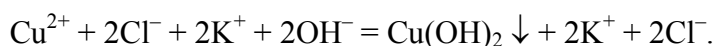
- 1 Что называется электролитической диссоциацией?
- 2 Чем обусловлен процесс электролитической диссоциации?
- 3 Какие ионы образуются при диссоциации: а) кислот, б) оснований?
- 4 Что называется амфотерными электролитами?
- 5 Какие ионы образуются при диссоциации: а) основных солей, б) средних солей, в) кислых солей?
- 6 Что такое степень электролитической диссоциации? В чем выражается эта величина?
- 7 Что такое сильные и слабые электролиты?

7.3 Ионные реакции и уравнения

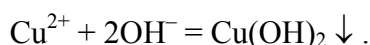
В водных растворах электролитов химические реакции протекают с участием ионов, такие реакции называются *ионными*, а уравнения этих реакций – *ионными уравнениями*. Например, при взаимодействии раствора хлорида меди (II) с раствором гидроксида калия выпадает осадок гидроксида меди (II)



Записанное уравнение обычно называют уравнением в молекулярной форме. Чтобы изобразить его в ионной форме, надо формулы растворимых сильных электролитов записать в виде тех ионов, на которые они диссоциируют в растворе, а формулы слабых электролитов, веществ, выпадающих в осадок, – в исходном виде

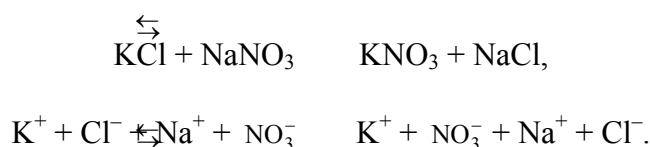


Если в полученном ионном уравнении сократить одинаковое количество одноименных ионов в правой и левой частях, то получим уравнение реакции в сокращенной ионной форме

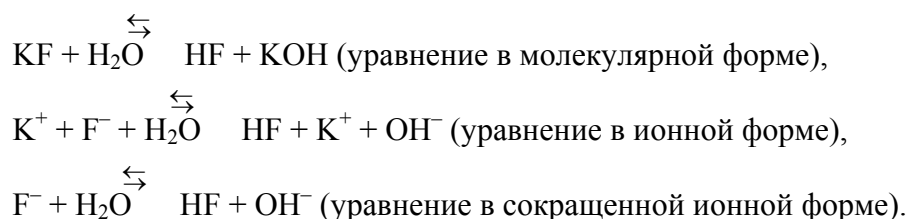


Уравнение реакции в сокращенной ионной форме показывает, что реакция между хлоридом меди (II) и гидроксидом калия сводится к взаимодействию между ионами меди (II) и гидроксид-ионами с образованием гидроксида меди (II). С точки зрения теории электролитической диссоциации ионы Cl^- и K^+ не принимают участия в реакции.

Реакции обмена в растворах электролитов идут до конца, если в результате реакций образуются: 1) практически нерастворимое вещество (осадки), 2) малодиссоциированное соединение, 3) газообразные вещества. Если выполняется хотя бы одно из этих условий, реакция идет до конца, если же нет, то при смешивании растворов не видно никаких признаков реакций. В этом случае образуется смесь ионов, например:



Один из видов ионных реакций – *гидролиз солей*: взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуется слабый электролит, например:



Ионы остатков оснований и кислот, на которые диссоциируют соли, могут связываться ионами водорода или гидроксид-ионами, на которые диссоциирует вода. Это происходит в том случае, если образующиеся продукты малорастворимы в воде или малодиссоциированы. При этом равновесие диссоциации воды смещается вправо. Реакция раствора становится кислой или щелочной.

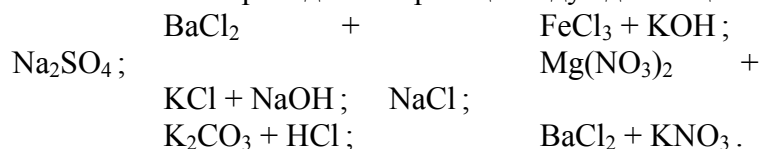
Обменная реакция с водой, в результате которой образуются малодиссоциированное или малорастворимое соединение, называется гидролизом солей.

Гидролизу подвергаются только соли, растворимые в воде.

Реакция гидролиза – обратимый процесс. При нагревании или разбавлении раствора соли гидролиз усиливается. Если продукты гидролиза удалять из сферы реакции, гидролиз усиливается.

Вопросы и задания

- 1 Что называется ионными реакциями и ионными уравнениями?
- 2 При каких условиях реакции в растворах электролитов идут до конца?
- 3 Какие из приведенных реакций идут до конца:

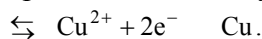


- 4 Что называется гидролизом?
- 5 Какие соли подвергаются гидролизу?

7.4 Ряд стандартных электродных потенциалов

Раздел химии, который изучает процессы с участием заряженных частиц (ионов, электронов), называется *электрохимией*. В электрохимии *электродом* принято называть систему, которая состоит из токопроводящего материала (металла, графита и др.), погруженного в раствор или расплав электролита.

Простейшим электродом может служить медная пластинка, погруженная в раствор сульфата меди (II). В результате взаимодействия металла с водой и ионами меди (II) устанавливается электрохимическое равновесие между металлом и его ионами в растворе



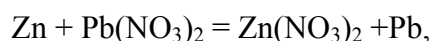
Каждый электрод характеризуется определенным значением *электродного потенциала* E , единица измерения которого вольт (В).

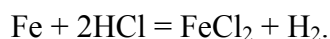
Электрод, равновесие на котором устанавливается в стандартных условиях (25 °С, нормальное давление, концентрация ионов 1 моль/л), называется *стандартным электродом* (например, стандартный водородный электрод). Обозначение потенциалов стандартных электродов – E^0 .

Электродный потенциал стандартного водородного электрода равен нулю, т.е. $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0$ В; электродный потенциал стандартного медного электрода равен $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34$ В.

Если расположить электроды в порядке возрастания стандартных электродных потенциалов, то получится *ряд стандартных электродных потенциалов* (см. табл. 13; устаревшее название – ряд напряжений металлов).

При помощи стандартных электродных потенциалов можно решить многие вопросы по химии металлов. Например, вопрос об участии металлов в реакциях замещения: металлы, имеющие более отрицательное значение E^0 , обычно вытесняют металлы с более положительным значением E^0 из растворов солей. Металлы с отрицательными значениями E^0 вытесняют водород из растворов соляной и разбавленной серной кислот. Например:





13 Ряд стандартных электродных потенциалов

Электрод		E° , В	Электрод		E° , В
Окисленная форма	Восстановленная форма		Окисленная форма	Восстановленная форма	
Li^+	Li	-3,05	Cd^{2+}	Cd	-0,40
K^+	K	-2,93	Co^{2+}	Co	-0,28
Ba^{2+}	Ba	-2,91	Ni^{2+}	Ni	-0,25
Ca^{2+}	Ca	-2,87	Sn^{2+}	Sn	-0,14
Na^+	Na	-2,71	Pb^{2+}	Pd	-0,13
Mg^{2+}	Mg	-2,36	2H^+	H_2	0
Al^{3+}	Al	-1,66	Cu^{2+}	Cu	0,34
Mn^{2+}	Mn	-1,18	Hg_2^{2+}	2Hg	0,79
Zn^{2+}	Zn	-0,76	Ag^+	Ag	0,80
Cr^{3+}	Cr	-0,74	Pt^{2+}	Pt	1,20
Fe^{2+}	Fe	-0,44	Au^{3+}	Au	1,50

При использовании ряда электродных потенциалов необходимо учитывать, что Li, K, Ba, Ca и Na реагирует с водой. Нельзя вытеснить металлы из растворов солей молекулярным водородом (водородный электрод работает только в присутствии платины). Свинец не вытесняет водород из растворов соляной и серной кислот.

Вопросы и задания

- 1 Что такое электрод?
- 2 Какие типы электродов вы знаете?
- 3 Чем характеризуются электроды?
- 4 Что такое ряд стандартных электродных потенциалов?
- 5 Будет ли цинк взаимодействовать со следующими веществами, находящимися в водных растворах: а) 1М HCl, б) 1М хлорид олова (II), в) 1М хлорид магния?

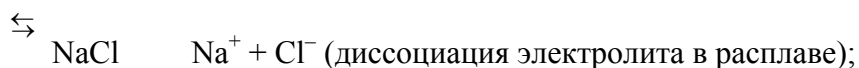
7.5 Электролиз

Электролиз – совокупность химических реакций, которые протекают под действием электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита. За счет действия источника тока на одном из электродов (отрицательном электроде) создается избыток электронов, на другом (положительном электроде) – недостаток электронов. При прохождении электрического тока через электролит наряду с хаотическим движением ионов начинается направленное движение: катионы перемещаются к отрицательному электроду, анионы – к положительному.

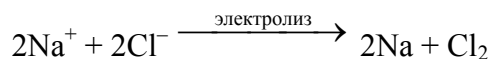
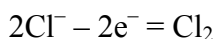
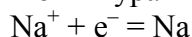
Частицы, находящиеся вблизи отрицательного электрода, принимают электроны, т.е. восстанавливаются. Электрод, на котором происходит реакция восстановления, называется *катодом*. Частицы, находящиеся вблизи положительного электрода, отдают электроны, т.е. окисляются. Такой электрод называется *анодом*.

Важную роль в процессе электролиза играет материал, из которого изготовлены электроды, особенно анод. Такие материалы, как платина и графит, являются инертными, т.е. сами не окисляются при электролизе, а окисляются только компоненты электролита. Если аноды изготовлены из меди, цинка, никеля, железа и т.п., то в процессе электролиза материал анода может окисляться (электролиз с растворимым анодом).

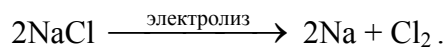
При электролизе расплавленных электролитов с инертными электродами на катоде всегда восстанавливаются катионы металла, а на аноде окисляются анионы. Например, при электролизе расплава хлорида натрия будут происходить следующие процессы:



Суммарное уравнение реакции получим, уравнив число электронов, участвующих в катодном и анодном процессах, т.е. умножив уравнение реакции на катоде на 2:



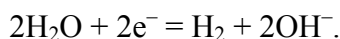
или



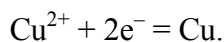
Таким образом, при электролизе расплава хлорида натрия на катоде выделяется металлический натрий, на аноде – газообразный хлор.

При электролизе водных растворов с инертными электродами наряду с катионами и анионами в электрохимических реакциях могут участвовать молекулы воды. Чтобы определить, какие частицы участвуют в катодном процессе, надо знать значения потенциалов электродов, которым соответствуют ионы, находящиеся в растворе. Удобно воспользоваться рядом стандартных электронных потенциалов. Возможны такие случаи.

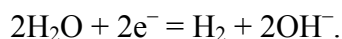
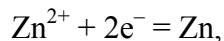
1 Если в растворе содержатся ионы металлов, у которых $E^0 < -1,18 \text{ В}$ (например, ионы K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), то восстанавливаться будут молекулы воды



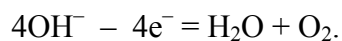
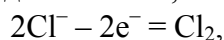
2 Если в растворе содержатся ионы металлов, у которых $E^0 \geq 0$ (Cu^{2+} , Ag^+ и т.п.), то они легко восстанавливаются, например



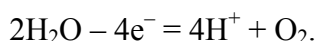
3 В растворе, содержащем ионы металлов с $-1,18 \leq E^0 < 0$ (например, Zn^{2+} , Fe^{2+}), при электролизе протекают одновременно два процесса – восстановление катионов металла и молекул воды



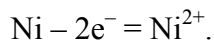
В реакциях на аноде могут принимать участие анионы некоторых бескислородных кислот (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}) и гидроксид-ионы OH^- , например:



Если в растворе присутствуют анионы F^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , то окислению подвергается не анион, а вода



При электролизе с растворимыми электродами на аноде окисляется металл, например, в случае никелевого анода



Электролиз нашел широкое применение в промышленности, в первую очередь он используется при получении различных веществ (металлов, газов и др.).

Вопросы и задания

- 1 Что называется электролизом?
- 2 Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе раствора: а) нитрата меди (II); в) хлорида натрия; в) сульфата никеля (II); г) бромида калия; д) сульфата натрия?
- 3 Какой металл будет выделяться у катода при электролизе раствора, содержащего ионы цинка (Zn^{2+}), свинца (Pb^{2+}) и железа (II) (Fe^{2+})?

VIII ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

8.1 Классификация неорганических соединений

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные. Простые вещества по свойствам делятся на металлы и неметаллы.

14 Сравнение некоторых свойств металлов и неметаллов

Простые вещества	Агрегатное состояние (н.у.)	Некоторые физические свойства	Тип кристаллической решетки	Тип связи
Металлы	Твердое для всех, кроме ртути Hg и франция Fr	Металлический блеск, хорошая тепловая и электрическая проводимость, пластичность	Металлическая	Металлическая
Неметаллы	Твердое (сера S ₈ , фосфор P ₄ , йод I ₂ и др.) Жидкое (бром Br ₂) Газообразное (хлор Cl ₂ , водород H ₂ , кислород O ₂ , азот N ₂ , озон O ₃)	Нет металлического блеска, не проводят или плохо проводят теплоту и электрический ток, непластичны	Атомная (алмаз, бор) Молекулярная (для твердых хлора Cl ₂ , азота N ₂ , кислорода O ₂)	Ковалентная неполярная

Простые вещества металлы состоят из атомов химических элементов металлов, например, натрий Na, калий K, железо Fe, магний Mg, серебро Ag и др. Простые вещества неметаллы состоят из атомов химических элементов неметаллов, например, хлор Cl₂, сера S, фосфор P, кислород O₂, озон O₃, азот N₂ и др. Простые вещества металлы и неметаллы имеют разные (часто противоположные) физические и химические свойства (табл. 14).

По химическим свойствам сложные вещества делятся на классы: оксиды, основания, кислоты, соли (схема 2).

Схема 2



8.2 Оксиды

8.2.1 НАЗВАНИЯ И ФОРМУЛЫ ОКСИДОВ

Оксидами называются вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления – 2. В оксидах атомы кислорода соединяются только с атомами других элементов и не связаны между собой.

Номенклатура. Названия оксидов элементов, имеющих постоянную степень окисления, составляются из двух слов

оксид + название элемента в родительном падеже:

MgO – оксид магния, Na₂O – оксид натрия, CaO – оксид кальция.

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления римской цифрой в скобках: MnO – оксид марганца (II), Mn₂O₃ – оксид марганца (III).

Название оксидов можно также образовывать добавлением к слову "оксид" греческих числительных. Например, CO₂ – диоксид углерода, SO₂ – диоксид серы, SO₃ – триоксид серы, OsO₄ – тетраоксид осмия.

Классификация. По химическим свойствам оксиды делятся на *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Оксиды, которые при химических реакциях образуют соли, называются *солеобразующими*:



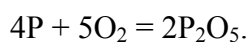
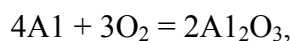
CO₂ и MgO – солеобразующие оксиды.

Оксиды, которые не образуют солей, называются *несолеобразующими*: NO – оксид азота (II), N₂O – оксид азота (I), SiO – оксид кремния (II) – это несолеобразующие оксиды. Несолеобразующих оксидов мало.

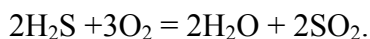
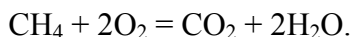
8.2.2 ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Получение. Оксиды получают:

а) при взаимодействии простых веществ с кислородом

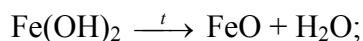


б) при взаимодействии сложных веществ с кислородом

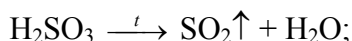


в) при разложении сложных веществ

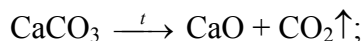
– оснований



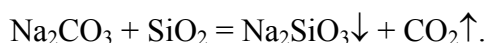
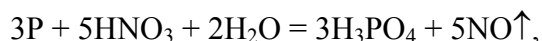
– кислот



– солей



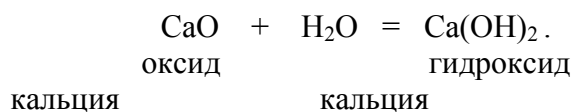
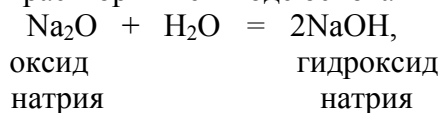
г) при некоторых других реакциях



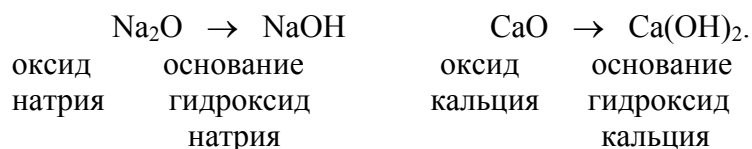
Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Химические свойства основных оксидов. К *основным* оксидам относятся только оксиды металлов: щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), щелочноземельных (Mg, Ca, Sr, Ba, Ra), лантана, а также всех остальных металлов в их низших степенях окисления. Например, Na_2O , CaO , Cu_2O , CrO , MnO , BaO , La_2O_3 – основные оксиды.

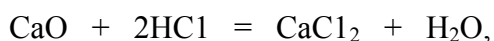
1 Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют *с водой*. При этом образуются их гидраты – растворимые в воде основания (*щелочи*). Например,



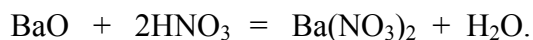
Основные оксиды многих других металлов с водой не взаимодействуют. Их гидраты получают косвенным путем. Гидраты всех основных оксидов являются основаниями



2 Основные оксиды взаимодействуют *с кислотами*. При этом образуются соль и вода



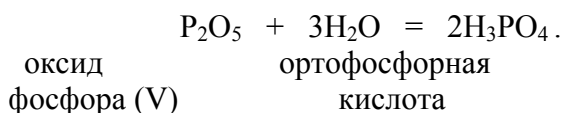
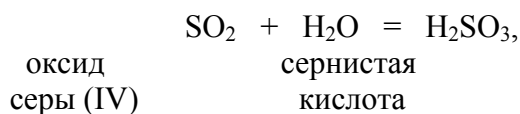
оксид	хлорово-	соль
кальция	дородная	хлорид
	кислота	кальция



оксид	азотная	соль нитрат
бария	кислота	бария

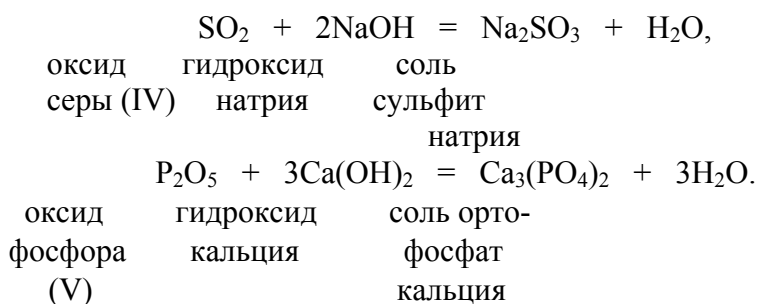
Химические свойства кислотных оксидов. К *кислотным* оксидам относятся оксиды неметаллов, а также металлов в высших степенях окисления. Например, SO_2 , SO_3 , CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 – кислотные оксиды.

1 Большинство кислотных оксидов взаимодействуют *с водой*. При этом образуются *кислоты*:

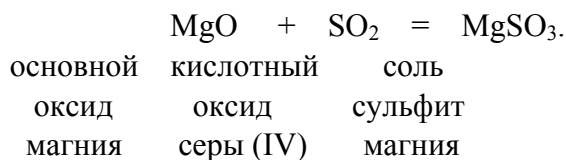


Некоторые кислотные оксиды (например, SiO_2) не взаимодействуют с водой.

2 Кислотные оксиды взаимодействуют *с основаниями*. При этом образуются соль и вода

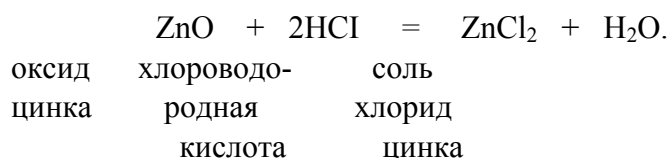


3 *Кислотные* и *основные* оксиды могут взаимодействовать между собой. При этом образуется соль

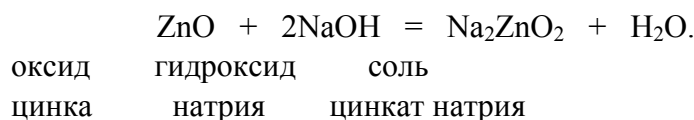


Химические свойства амфотерных оксидов. К *амфотерным* оксидам относятся оксиды некоторых металлов главных подгрупп (оксиды бериллия, алюминия), а также оксиды некоторых металлов побочных подгрупп периодической системы элементов Д. И. Менделеева в промежуточных степенях окисления. Например, BeO , Al_2O_3 , ZnO , MnO_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 – амфотерные оксиды.

1 Амфотерные оксиды взаимодействуют *с кислотами*. При этом образуются соли



2 Амфотерные оксиды взаимодействуют *со щелочами*. При этом тоже образуются соли



После сравнения химических свойств оксидов можно сделать следующие определения:

1 Оксиды, которые образуют соли только с кислотами или кислотными оксидами, называются основными.

2 Оксиды, которые образуют соли только с основаниями или основными оксидами, называются кислотными.

3 Оксиды, которые взаимодействуют и с кислотами и со щелочами и при этом образуют соли, называются амфотерными.

Как мы видим, основные и кислотные оксиды имеют противоположные свойства. Амфотерные оксиды в зависимости от условий могут проявлять свойства основных или кислотных оксидов.

Вопросы и задания

- 1 Какие вещества называют оксидами?
- 2 Как составляются названия оксидов?
- 3 Составьте формулы и дайте названия оксидов следующих элементов:
а) калия; б) цинка; в) фосфора (III); г) кремния (IV); д) хрома (VI); е) хлора (VII); ж) ртути (II).
- 4 Изобразите графически формулы следующих оксидов: а) оксида меди (I); б) оксида фосфора (V); в) оксида серы (VI), г) оксида марганца (VII); д) оксида азота (III).
- 5 Какие вы знаете несолеобразующие оксиды?
- 6 Какие оксиды называются: а) основными; б) кислотными; в) амфотерными?
- 7 Как зависит характер оксида от положения элемента в периодической системе элементов Д.И. Менделеева?
- 8 Какие из следующих соединений будут реагировать с оксидами серы (VI): P_2O_5 , CaO , HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MgO , H_2O , SO_2 ? Напишите уравнения возможных реакций.
- 9 Напишите формулы и названия оксидов и их гидратов для следующих элементов: железа (III), марганца (II, VII), серы (IV, VI), хлора (I, VII).
- 10 Составьте уравнения реакций между: а) оксидом кальция и оксидом фосфора (V); б) оксидом железа (III) и оксидом серы (VI); в) гидроксидом калия и оксидом цинка; г) серной кислотой и оксидом цинка; д) фосфорной кислотой и оксидом цинка.
- 11 Допишите уравнения реакций:

1) $\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$;	4) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$;
2) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t}$;	5) $\text{FeS} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$.
3) $\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$	6) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$;

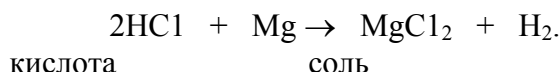
12 Сколько граммов соли образуется при взаимодействии 20 г оксида магния с 60 г азотной кислоты?

8.3 Кислоты

8.3.1 НАЗВАНИЯ И ФОРМУЛЫ КИСЛОТ

Кислотами называются соединения, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металла. При этом образуются соли.

Например,



С позиций теории электролитической диссоциации, *кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода, способные замещаться на атомы металла.*

Классификация. Кислоты различают:

1) **по наличию или отсутствию кислорода в составе кислоты**

а) *бескислородные* (это водные растворы водородных соединений неметаллов VI и VII групп периодической системы элементов H_2S , H_2Se , H_2Te , HF , HCl , HBr , HI , а также HSCN и HCN);

б) *кислородсодержащие* (это гидраты оксидов неметаллов, а также некоторых металлов в высших степенях окисления (+5, +6, +7) – H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_2CrO_4 и т.д.).

2) **по основности** (т.е. по числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металлов с образованием соли)

а) *одноосновные* (HCl , HNO_3 , HCN , CH_3COOH),

б) *двухосновные* (H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3),

в) *трехосновные* (H_3PO_4 , H_3AsO_4) и т.д.

Номенклатура.

а) Названия бескислородных кислот составляют из названия элемента + *O* + слово "водородная":

HCl – хлороводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота, HCN – циановодородная кислота, HI – йодоводородная кислота.

б) Названия кислородсодержащих кислот образуют от русского названия элемента + "кислота".

При этом название кислоты, в которой элемент имеет высшую степень окисления, оканчивается на **-ная** или **-овая** (H_2SO_4 – серная кислота, HClO_4 – хлорная кислота, H_3AsO_4 – мышьяковая кислота). С понижением степени окисления элемента окончания изменяются так: – **оватая** (HClO_3 – хлорноватая кислота), **-истая** (HClO_2 – хлористая кислота), **-оватистая** (HOCl – хлорноватистая кислота). Если элемент образует кислоты, находясь только в двух степенях окисления, то название кислоты, отвечающей низшей степени окисления, получает окончание **-истая** (HNO_3 – азотная кислота, HNO_2 – азотистая кислота)

Кислотные остатки. Отрицательно заряженные группы атомов и одиночные атомы (отрицательные ионы), которые остаются после отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких атомов водорода, называются *кислотными остатками*.

Величина отрицательного заряда кислотного остатка определяется числом атомов водорода, замещенных металлом (табл. 15).

15 Названия и формулы некоторых кислотных остатков

	Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
1	HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	Хлорид-ион
2	HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид-ион
3	HI	Йодоводородная	I ⁻	Йодид-ион
4	H ₂ S	Сероводородная	HS ⁻ S ²⁻	Гидросульфид-ион Сульфид-ион
5	HClO	Хлорноватистая	ClO ⁻	Гипохлорит-ион
6	HClO ₂	Хлористая	ClO ₂ ⁻	Хлорит-ион
7	HClO ₃	Хлорноватая	ClO ₃ ⁻	Хлорат-ион
8	HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ ⁻	Перхлорат-ион
9	H ₂ SO ₃	Сернистая	HSO ₃ ²⁻ SO ₃ ²⁻	Гидросульфит-ион Сульфит-ион
10	H ₂ SO ₄	Серная	HSO ₄ ²⁻ SO ₄ ²⁻	Гидросульфат-ион Сульфат-ион
11	HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит-ион
12	HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат-ион
13	H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	Дигидрофосфат-ион Гидрофосфат-ион Ортофосфат-ион
14	H ₂ CO ₃	Угльная	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	Гидрокарбонат-ион Карбонат-ион
15	H ₂ SiO ₃	Кремниевая	HSiO ₃ ⁻ SiO ₃ ²⁻	Гидросиликат-ион Силикат-ион
16	HMnO ₄	Марганцовая	MnO ₄ ⁻	Перманганат-ион
17	H ₃ BO ₃	Борная (ортоборная)	BO ₃ ³⁻	Борат-ион
18	H ₂ CrO ₄	Хроматы	CrO ₄ ²⁻	Хромат-ион
19	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Дихромат-ион
20	HCN	Циановодородная	CN ⁻	Цианид-ион

Слова и словосочетания

способный, – ая, – ое, – ые
замещаться – заместиться

кислородсодержащий, – ая, – ое, ее
соответствующий, – ая, – ее, – ие

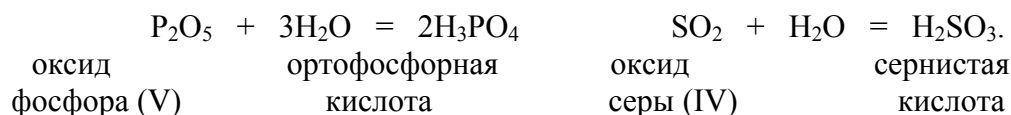
бескислородный, – ая, – ое, – замещенный, – ая, – ое, – ые
ые

Вопросы и задания

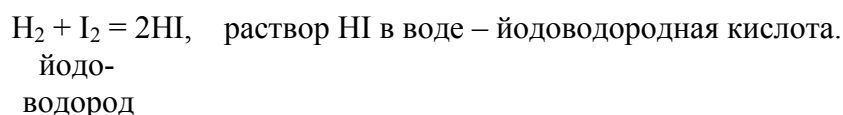
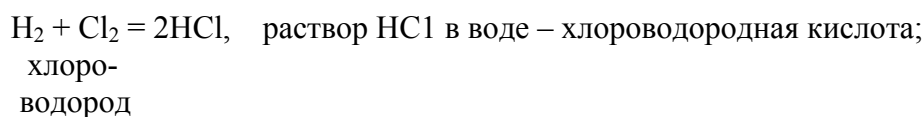
- 1 Какие соединения называются кислотами?
- 2 Чем определяется основность кислоты?
- 3 Что называется кислотным остатком?
- 4 Чем определяется заряд кислотного остатка?
- 5 Составьте для следующих кислот таблицу по форме табл. 15: HCN, H₂Se, H₃AsO₄, HBrO₃, H₂CrO₄.

8.3.2 ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОТ

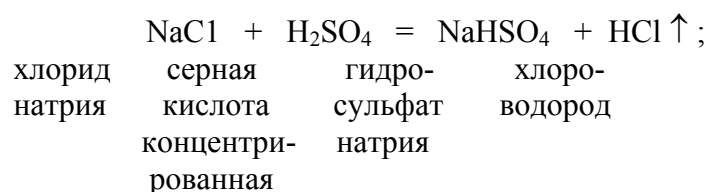
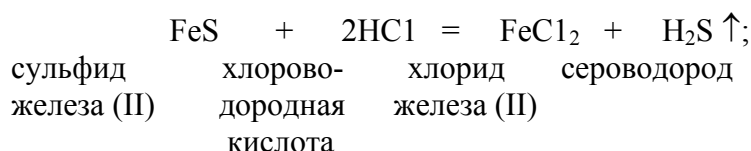
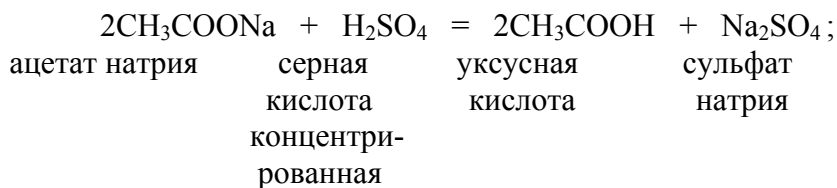
Получение. 1 Кислородсодержащие кислоты можно получить при взаимодействии кислотных оксидов с водой

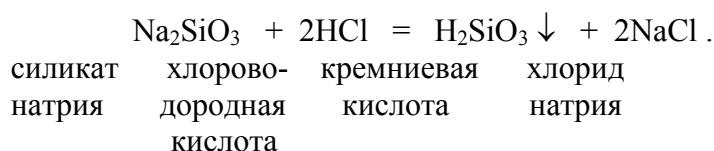


2 Бескислородные кислоты получают при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом



3 И бескислородные и кислородсодержащие кислоты получают при действии на их соли других кислот (более сильных или менее летучих). Например,





Физические свойства. Кислоты могут быть твердыми (борная H_3BO_3 , ортофосфорная H_3PO_4) или жидкими (серная H_2SO_4 , азотная HNO_3) веществами. Большинство из них хорошо растворяется в воде. Кислотами являются также растворы газов HCl , HBr , H_2S и других в воде. В молекулах кислот атомы водорода связаны с кислотными остатками ковалентной полярной связью.

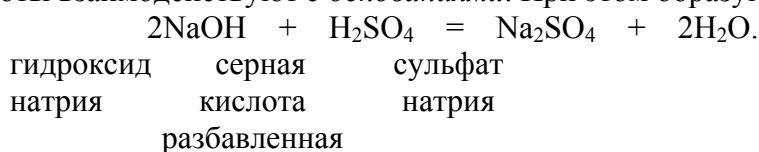
Химические свойства

1 Кислоты *изменяют окраску* многих индикаторов. В табл. 16 показано изменение цвета индикаторов в разных средах.

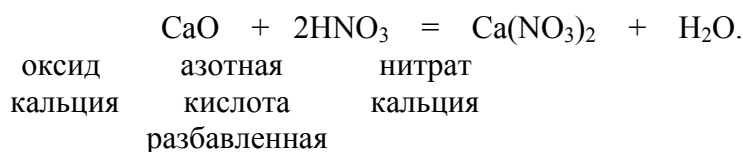
16 Цвет некоторых индикаторов в нейтральной, кислой и щелочной среде

Индикатор	Среда		
	нейтральная	щелочная	кислая
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Желтый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Лакмус	Фиолетовый	Синий	Красный

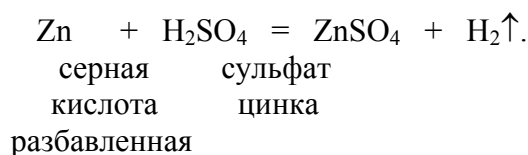
2 Кислоты взаимодействуют с *основаниями*. При этом образуются соль и вода



3 Кислоты взаимодействуют с *основными оксидами*. В результате реакции образуются соль и вода



4 Кислоты реагируют с *металлами*. В результате реакции образуется соль и выделяется газ, например, водород

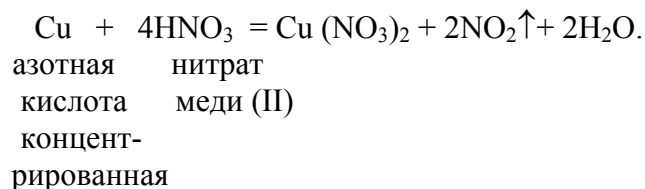


Металлы, которые в ряду напряжений расположены слева от водорода, вытесняют

его из кислот. Металлы, которые в ряду напряжений расположены справа от водорода (Cu, Hg, Ag, Au, Pt), не вытесняют его из кислот.

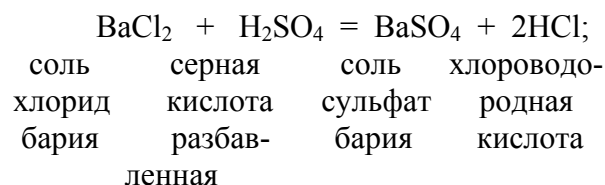
При реакции металлов с концентрированными азотной и серной кислотами образуются соли, но водород не выделяется. В этом случае понижают степень окисления азот N^{+5} и сера S^{+6} .

Например,

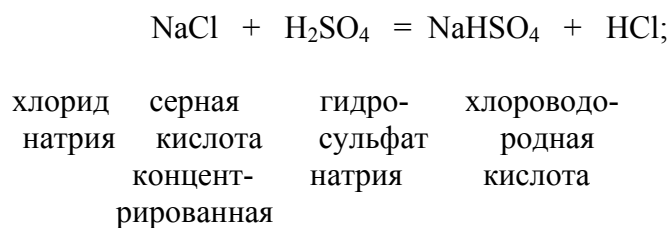


5 Кислоты взаимодействуют с солями. При этом могут образоваться

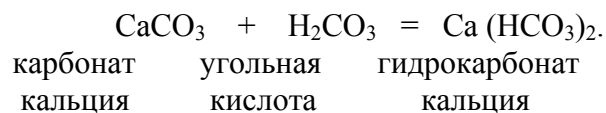
а) новая кислота и средняя соль



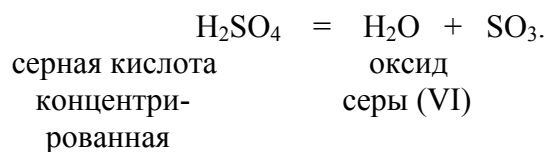
б) новая кислота и кислая соль



в) только кислая соль



6 Некоторые кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид



Вопросы и задания

1 Напишите уравнения реакций разбавленной серной кислоты:
а) с алюминием; б) с оксидом магния; в) с гидроксидом железа (III); г) с нитратом бария.
Что общего в этих реакциях?

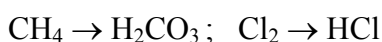
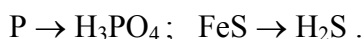
2 Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам: ортоборной H_3BO_3 , марганцовой HMnO_4 , ортофосфорной H_3PO_4 .

3 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить:

а) серную кислоту H_2SO_4 ; б) сероводородную кислоту H_2S ; в) угольную кислоту H_2CO_3 .

4 Какие из следующих металлов вытесняют водород из хлороводородной кислоты: К, Ва, Нг, Fe, Cu, Al, Ag, Na, Mg, Au?

5 Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращение:



6 Какая соль и сколько граммов ее образуется при взаимодействии 19,6 г гидроксида меди (II) с 6 г хлороводородной кислоты?

8.4 Основания

8.4.1 НАЗВАНИЯ И ФОРМУЛЫ ОСНОВАНИЙ

Основаниями называются соединения, которые состоят из атома металла и гидроксогрупп (OH^-).

Например, NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, OH^- – это гидроксид-ион, заряд его равен -1 . Число гидроксид-ионов в основании определяется степенью окисления металла.

С позиций теории электролитической диссоциации, *основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.*

Классификация. Число гидроксогрупп в молекуле основания определяет его кислотность. В зависимости от числа протонов, которые может присоединить основание, различают:

- 1) *однокислотные* (NaOH , KOH , NH_4OH),
- 2) *двухкислотные* ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$),
- 3) *трехкислотные* ($\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$) и т.д. основания

Номенклатура. Название основания составляется из слов

"гидроксид" + название металла в родительном падеже:

KOH – гидроксид калия, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария, $\text{La}(\text{OH})_3$ – гидроксид лантана.

Если металл образует несколько гидроксидов, то указывают степень его окисления римской цифрой в скобках. Например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Bi}(\text{OH})_3$ – гидроксид висмута (III). Название основания составляют и так: к слову гидроксид добавляют приставки, которые показывают количество гидроксогрупп в основании. Например, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – дигидроксид кальция, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ – тригидроксид висмута.

Для некоторых оснований часто используют тривиальные названия NaOH – едкий

натр, КОН – едкий калий, Ca(OH)₂ – гашеная известь, Ba(OH)₂ – едкий барит.

Остатки оснований. Положительно заряженные группы атомов (положительные ионы), которые остаются после отрыва от молекулы основания одной или нескольких гидроксогрупп, называются *остатками основания*. Величина положительного заряда остатка основания определяется числом оторвавшихся гидроксогрупп.

В табл. 17 приведены формулы и названия некоторых оснований и их остатков.

17 Названия и формулы некоторых оснований и их остатков (по номенклатуре ИЮПАК)

Формула основания	Название основания	Остаток основания	Название остатка
NaOH	Гидроксид натрия	Na ⁺	Натрий-ион
Mg(OH) ₂	Гидроксид магния	MgOH ⁺ Mg ²⁺	Гидроксомагний-ион Магний-ион
Bi(OH) ₃	Гидроксид висмута (III)	Bi(OH) ₂ ⁺ Bi(OH) ₂ ²⁺ Bi ³⁺	Дигидроксовисмут (III)-ион Гидроксовисмут (III)-ион Висмут (III)-ион
Mn(OH) ₂	Гидроксид марганца (II)	MnOH ⁺ Mn ²⁺	Гидроксомарганец (II)-ион Марганец (II)-ион

Вопросы и задания

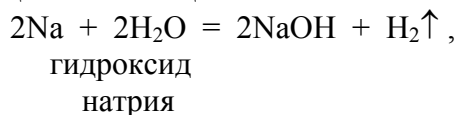
- Какие соединения называются основанием?
- Как составляются названия оснований?
- Чем определяется кислотность оснований?
- Что называется остатком основания?
- Напишите названия и графические изображения формул следующих оснований и их остатков: Ba(OH)₂, КОН, Ca(OH)₂, La(OH)₃, Th(OH)₄.
- Приведите примеры однокислотных, двухкислотных и трехкислотных оснований.

8.4.2 Получение и свойства оснований

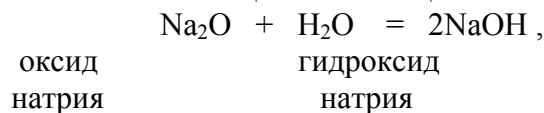
Получение

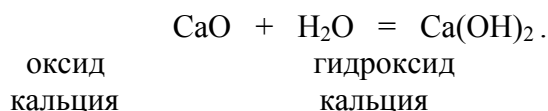
1 *Щелочи (растворимые в воде основания)* можно получить:

а) при взаимодействии щелочных и щелочноземельных *металлов с водой*

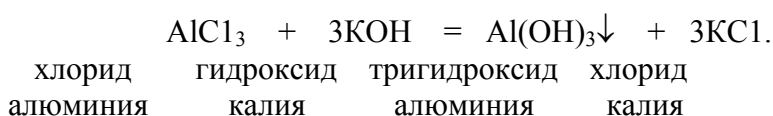
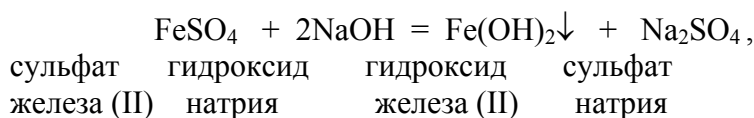


б) при взаимодействии *оксидов* щелочных и щелочноземельных *металлов с водой*





2 *Нерастворимые* в воде основания получаются при взаимодействии водного раствора соли со щелочью



Физические свойства. Основания – твердые вещества, различно окрашенные: KOH, Ca(OH)₂, NaOH – белые, Ni(OH)₂ – зеленый и др.

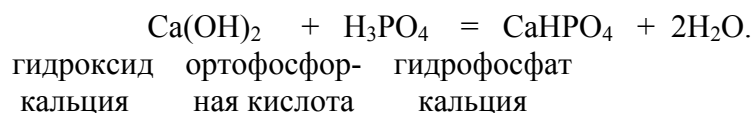
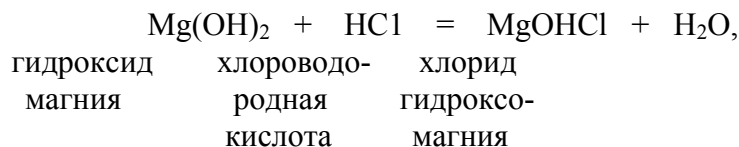
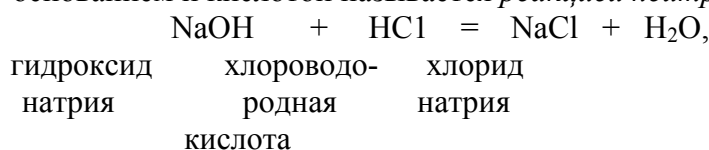
По растворимости в воде основания делятся на две группы: растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые. Щелочами являются гидроксиды щелочных (элементов главной подгруппы I группы), щелочноземельных (элементов главной подгруппы II группы, кроме Be и Mg) металлов. Например, KOH – гидроксид калия, NaOH – гидроксид натрия, Ca(OH)₂ – гидроксид кальция. Щелочи – это ионные соединения. В узлах кристаллических решеток твердых щелочей находятся ионы металлов и гидроксид-ионы.

Гидроксиды всех других металлов нерастворимы в воде.

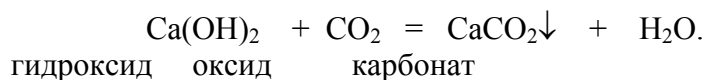
Химические свойства

1 *Растворы щелочей изменяют окраску многих индикаторов* (см. "Кислоты").

2 Основания взаимодействуют с *кислотами*. При этом образуются соль и вода. Реакция между основанием и кислотой называется *реакцией нейтрализации*.



3 Щелочи взаимодействуют с *кислотными оксидами*. При этом образуются соль и вода



Какие свойства оснований и кислот а) подобны, б) противоположны?

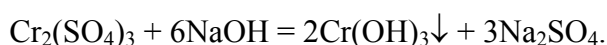
8.5 Амфотерные гидроксиды

Гидроксиды, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами с образованием солей, называются амфотерными.

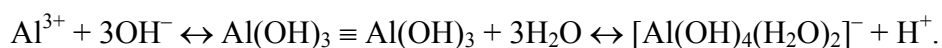
С позиций теории электролитической диссоциации, амфотерными называются гидроксиды, которые при диссоциации образуют и катионы водорода, и гидроксид-ионы.

К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды некоторых металлов главных подгрупп (бериллия, алюминия), а также некоторых металлов побочных подгрупп периодической системы элементов в промежуточных степенях окисления. Например, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерные гидроксиды.

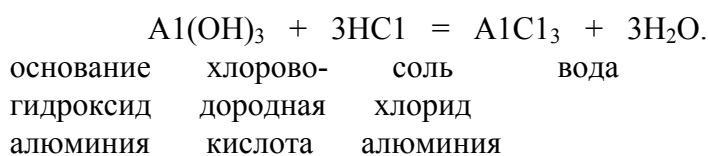
Получение. Амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Получают их, как и другие нерастворимые в воде основания, при взаимодействии солей со щелочами (чтобы получившийся гидроксид не растворился в избытке щелочи, берут эквивалентное количество щелочи). Например,



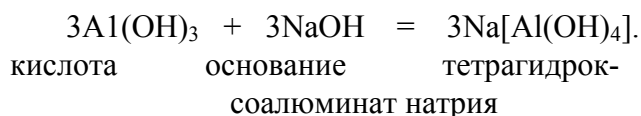
Химические свойства. В зависимости от условий амфотерные гидроксиды могут проявлять основные или кислотные свойства



1 При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют основные свойства



2 При взаимодействии со щелочами амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства



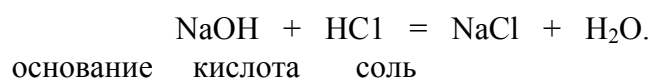
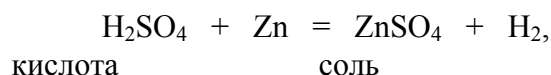
8.6 Соли

8.6.1 НАЗВАНИЯ И ФОРМУЛЫ СОЛЕЙ

Соли – это продукты замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп

оснований кислотными остатками.

Например,



С позиций теории электролитической диссоциации, соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от анионов OH .

Классификация. Соли бывают средние, кислые, основные, двойные, комплексные.

Средняя соль – это продукт полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксогруппы основания кислотным остатком. Например, Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – средние соли.

Кислая соль – продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом. Например, NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – кислые соли.

Основная соль – продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания кислотными остатками. Например, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Bi}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – основные соли.

Если атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы оснований замещаются различными кислотными остатками, то образуются *двойные соли*. Например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$. Двойные соли существуют только в твердом состоянии.

Комплексные соли – это соли, в состав которых входят комплексные ионы. Например, соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – комплексная, так как в ее состав входит комплексный ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Составление формул солей. Можно сказать, что соли состоят из остатков оснований и остатков кислот. При составлении формул солей нужно помнить правило: абсолютная величина произведения заряда остатка основания на число остатков основания равна абсолютной величине произведения заряда кислотного остатка на число кислотных остатков. Для $K_x^m A_y^n$ $mx = ny$, где K – остаток основания, A – кислотный остаток, m – заряд остатка основания, n – заряд кислотного остатка, x – число остатков основания, y – число кислотных остатков. Например,

	$\begin{array}{c} +2 \quad -3 \\ \text{Ba}_x(\text{PO}_4)_y \end{array}$	$\begin{array}{c} +2 \quad -1 \\ \text{Ca}_x(\text{H}_2\text{PO}_4)_y \end{array}$	$\begin{array}{c} +1 \quad -3 \\ (\text{MgOH})_x(\text{PO}_4)_y \end{array}$
Формулы:	$2x = 3y$ $x = 3; y = 2$ $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	$2x = 1y$ $x = 1; y = 2$ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	$1x = 3y$ $x = 3; y = 1$ $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$

Номенклатура солей. Названия солей составляют из названия аниона (кислотного остатка (табл.15)) в именительном падеже и названия катиона (остатка основания (табл. 17)) в родительном падеже (без слова "ион").

Для названия катиона используют русское название соответствующего металла или группы атомов (в скобках римскими цифрами указывают степень окисления металла, если это необходимо).

Анионы бескислородных кислот называют, используя окончание **-ид** (NH_4F – фторид аммония, SnS – сульфид олова (II), NaCN – цианид натрия). Окончания названий

анионов кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента:

Окончание названия кислоты	Название аниона
-ная, -овая	-ат
-истая	-ит
-оватистая	Гипо- + -ит

Названия кислых и основных солей образуются по тем же общим правилам, что и названия средних солей. При этом название аниона кислой соли снабжают приставкой **гидро-**, указывающей на наличие незамещенных атомов водорода (число атомов водорода указывают греческими числительными приставками). Катион основной соли получает приставку **гидроксо-**, указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп.

Например,

$MgCl_2$ – хлорид магния;

$Ba_3(PO_4)_2$ – ортофосфат бария;

Na_2S – сульфид натрия;

$CaHPO_4$ – гидрофосфат кальция;

K_2SO_3 – сульфит калия;

$Ca(H_2PO_4)_2$ – дигидрофосфат кальция;

$Al_2(SO_4)_3$ – сульфат алюминия;

$Mg(OH)Cl$ – хлорид гидроксомагния;

$KAl(SO_4)_2$ – сульфат калия-алюминия;

$(MgOH)_2SO_4$ – сульфат гидроксомагния;

$KNaHPO_4$ – гидрофосфат калия-натрия;

$MnCl_2$ – хлорид марганца (II);

$Ca(OCl)Cl$ – хлорид-гипохлорит кальция;

$MnSO_4$ – сульфат марганца (II);

K_2S – сульфид калия;

$NaHCO_3$ – гидрокарбонат натрия;

K_2SO_4 – сульфат калия.

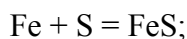
Вопросы и задания

- 1 Какие соединения называются солями? Какие соли вы знаете?
- 2 Составьте формулы солей из следующих остатков: а) гидроксомагний-ион и ортофосфат-ион; б) гидроксовисмут(III)-ион и сульфат-ион; в) гидроксовисмут(III)-ион и нитрат-ион; г) висмут(III)-ион и хлорид-ион; д) никель(II)-ион и ортофосфат-ион.
- 3 Дайте названия следующим солям и изобразите графически формулы: $MgCl_2$, Na_2SO_4 , K_3PO_4 , $Cu(NO_3)_2$, $BaCO_3$, $Fe(NO_3)_3$, FeS , $KHCO_3$, Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , $Fe(OH)Cl$.
- 4 Напишите формулы следующих солей: а) сульфат железа (III); б) дигидрофосфат магния; в) хлорид гидроксиалюминия.

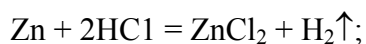
8.6.2 ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Получение. Соли получают при взаимодействии:

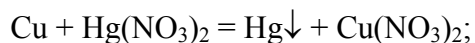
- 1) металла с неметаллом



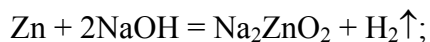
2) металла с кислотами



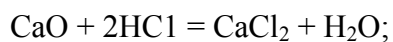
3) металла с солями



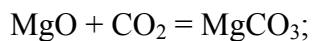
4) металлов, оксиды которых амфотерны, со щелочами



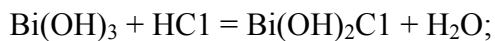
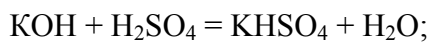
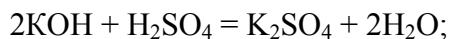
5) основных оксидов с кислотами



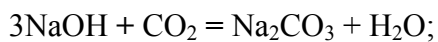
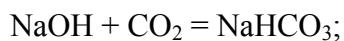
6) основных оксидов с кислотными оксидами



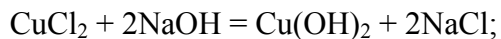
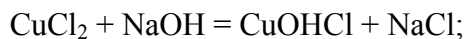
7) оснований с кислотами



8) оснований с кислотными оксидами



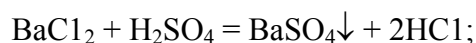
9) щелочей с солями



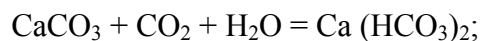
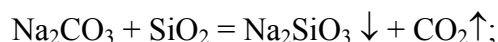
10) щелочей с неметаллами



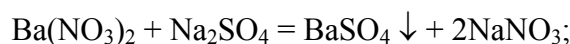
11) солей с кислотами



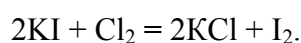
12) солей с кислотными оксидами



13) солей между собой



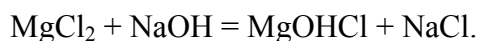
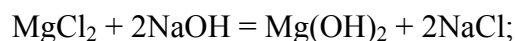
14) солей с неметаллами



Физические свойства. Соли – твердые кристаллические вещества. Остатки оснований и кислот в солях связаны между собой, как правило, ионной связью. Соли имеют разный цвет и характеризуется различной растворимостью в воде.

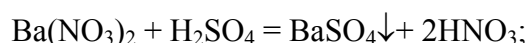
Химические свойства

1 Соли реагируют *со щелочами*. При этом образуются новая соль и новое основание или основная соль

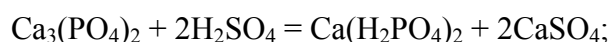


2 Соли взаимодействуют *с кислотами*. При этом образуются

а) новая кислота и новая средняя соль



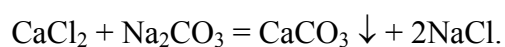
б) кислая и средняя соли



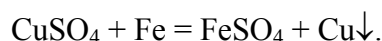
в) только кислая соль



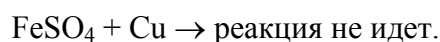
3 Соли могут взаимодействовать *между собой*. При этом образуются новые соли. Реакции обмена между растворами солей идут до конца, если в результате реакции образуется нерастворимая соль



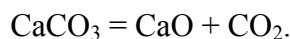
4 Соли могут взаимодействовать *с металлами*



Каждый металл может вытеснить из растворов солей все металлы, стоящие в ряду напряжений после него, и не может вытеснить металлы, стоящие перед ним



5 Некоторые соли разлагаются при нагревании

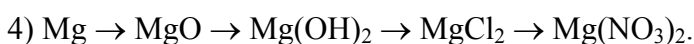
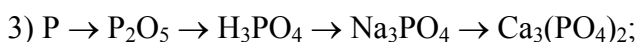
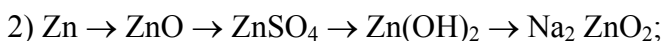
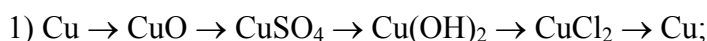


Вопросы и задания

1 Какие способы получения солей вы знаете?

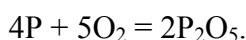
2 Составьте уравнения реакций между следующими веществами: а) железом и хлороводородной кислотой; б) серной кислотой и гидроксидом натрия; в) хлоридом алюминия и гидроксидом калия; г) нитратом бария и сульфатом натрия; д) хлоридом магния и нитратом серебра.

3 Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

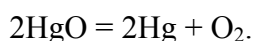


8.7 Генетическая связь между основными классами неорганических соединений

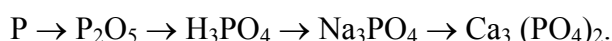
Между соединениями существует генетическая связь. Из простых веществ можно получить сложное вещество



Из сложного вещества можно получить простые вещества



Из соединений одного класса можно получить соединения другого класса. Например, при горении фосфора образуется кислотный оксид P_2O_5 , который взаимодействует с водой и образует кислоту. Из кислоты можно получить соль. Из одной соли можно получить другую соль



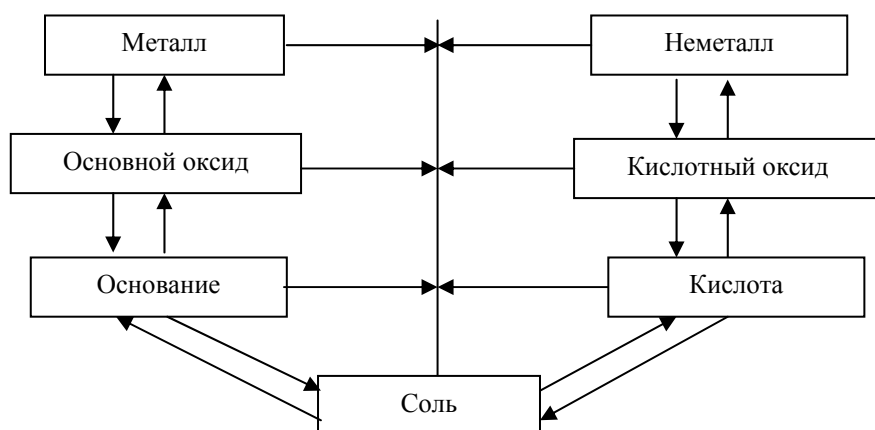
При горении магния образуется основной оксид MgO , который с водой образует основание Mg(OH)_2 . Из гидроксида магния можно получить соль $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2.$

При взаимодействии кальция с водой образуется гидроксид кальция, который с оксидом углерода (IV) образует соль CaCO_3 . Карбонат кальция разлагается при нагревании. Из оксида кальция и оксида углерода (IV), которые при этом образуются, можно получить соль CaCO_3



Как мы видели, генетическая связь существует между простыми веществами и отдельными классами неорганических соединений. На основе знания генетической связи можно не только превращать одни вещества в другие, но и получать вновь исходные вещества.

Схему генетической связи между основными классами неорганических соединений можно представить так:



Взаимная связь между соединениями и их превращениями свидетельствует о единстве элементарного состава веществ.

Вопросы и задания

1 Какие из следующих веществ взаимодействуют между собой: оксид меди (II), серная кислота, гидроксид кальция, оксид углерода (IV), гидроксид цинка, гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.

2 С соединениями каких классов взаимодействуют металлы? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3 При взаимодействии соединений каких классов образуются соли? Напишите уравнения соответствующих реакций.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 Антошин А.Э., Цапок П.И. Химия для поступающих в вузы. М.: Лист, 1998.
- 2 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. М.: Высшая школа, 1988.
- 3 Бердоносков С.С. Введение в неорганическую химию: Конспект лекций. М.: МИ-

РОС, 1994.

- 4 Блинов Л.Н. Химико-экологический словарь-справочник. СПб.: Лань, 2002.
- 5 Браун Т., Лемей Г. Химия в центре наук. М.: Мир, 1983.
- 6 Методические указания по химии для студентов-иностранцев подготовительного факультета / Н.П. Васильева, И.Л. Свободина, А.А. Медведев, И.Г. Талаева, Н.И. Смирнова, Е.И. Оленич М.: Изд-во МАДИ, 1991.
- 7 Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Высшая школа. 1982.
- 8 Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студентов-иностранцев подготовительных факультетов вузов. М.: Высшая школа, 1982.
- 9 Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1993.
- 10 Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии: Современный курс для поступающих в вузы. М.: I Федеративная Книготорговая Компания, 1997.
- 11 Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. М.: Дрофа, 1997.
- 12 Кузьменко Н.Е., Чуранов С.С. Общая и неорганическая химия. Пособие для поступающих в вузы и для учащихся подготовительных курсов. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1977.
- 13 Макареня А.А. Повторим химию. М.: Высшая школа, 1989.
- 14 Пузаков С.А., Попков В.А. Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: Высшая школа, 1997.
- 15 Фельдман Ф.Г., Рудзитис Д.Е. Химия: Учеб. для 8 – 11 классов ср. шк. М.: Просвещение, 1991.
- 16 Химия: Справочные материалы / Под ред. Ю.Д. Третьякова. 3-е изд. М.: Просвещение, 1993.
- 17 Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы. М.: Высшая школа, 1993.

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ															
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
		A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B
1	1	1H 1,008 водород												(H)	2He 4,003 гелий		
2	2	3Li 6,941 литий	4Be 9,012 бериллий	5B 10,811 бор	6C 12,011 углерод	7N 14,007 азот	8O 15,999 кислород	9F 18,998 фтор	10Ne 20,18 неон								
3	3	11Na 22,989 натрий	12Mg 24,305 магний	13Al 26,982 алюминий	14Si 8,086 кремний	15P 30,974 фосфор	16S 32,066 сера	17Cl 35,453 хлор	18Ar 39,95 аргон								
4	4	19K 39,098 калий	20Ca 40,078 кальций	21Sc 44,956 скандий	22Ti 47,88 титан	23V 50,942 ванадий	24Cr 51,996 хром	25Mn 54,94 марганец	26Fe 55,85 железо	27Co 58,93 кобальт	28Ni 58,69 никель						
	5	29Cu 63,546 медь	30Zn 65,39 цинк	31Ga 69,723 галлий	32Ge 72,59 германий	33As 74,922 мышьяк	34Se 77,96 селен	35Br 79,904 бром	36Kr 83,80 криптон								
5	6	37Rb 85,468 рубидий	38Sr 87,62 стронций	39Y 88,906 иттрий	40Zr 91,22 цирконий	41Nb 92,906 ниобий	42Mo 95,94 молибден	[98] 43Tc технеций	101,1 44Ru рутений	102,906 ₄₅ Rh родий	106,42 46Pd палладий						
	7	47Ag 107,868 серебро	48Cd 112,41 кадмий	49In 114,82 индий	50Sn 118,7 олово	51Sb 121,75 сурьма	52Te 127,6 теллур	53I 126,904 йод	54Xe 131,3 ксенон								
6	8	55Cs 132,905 цезий	56Ba 137,33 барий	57La* 138,90 лантан	72Hf 178,5 гафний	73Ta 180,948 тантал	74W 183,85 вольфрам	75Re 186,21 рений	190,2 76Os осмий	192,22 77Ir иридий	195,08 78Pt платина						
	9	79Au 196,967 золото	80Hg 200,59 ртуть	81Tl 204,383 таллий	82Pb 207,2 свинец	83Bi 208,98 висмут	84Po [209] полоний	85At [210] астат	86Rn [222] радон								
7	10	87Fr [223] франций	88Ra [226] радий	[227] 89Ac** актиний	[261] 104Rf резерфордий	[262] 105Db дубний	[263] 106Sb сиборгий	[262] 107Bh борий	[265] 108Hs хассий	[266] 109Mt мейтнерий	110						

*ЛАНТАНОИДЫ

$^{140,12}_{58}\text{Ce}$ церий	$^{140,908}_{59}\text{Pr}$ празеодим	$^{144,24}_{60}\text{Nd}$ неодим	$^{[145]}_{61}\text{Pm}$ прометий	$^{150,36}_{62}\text{Sm}$ самарий	$^{151,96}_{63}\text{Eu}$ европий	$^{157,25}_{64}\text{Gd}$ гадолиний	$^{158,93}_{65}\text{Tb}$ тербий	$^{162,50}_{66}\text{Dy}$ диспрозий	$^{164,93}_{67}\text{Ho}$ гольмий	$^{167,2}_{68}\text{Er}$ ербий	$^{168,9}_{69}\text{Tm}$ тулий	$^{173,04}_{70}\text{Yb}$ иттербий	$^{174,96}_{71}\text{Lu}$ лютеций
** АКТИНОИДЫ													
$^{232,04}_{90}\text{Th}$ торий	$^{[231]}_{91}\text{Pa}$ протактиний	$^{238,03}_{92}\text{U}$ уран	$^{[237]}_{93}\text{Np}$ нептуний	$^{[244]}_{94}\text{Pu}$ плутоний	$^{[243]}_{95}\text{Am}$ америчий	$^{[247]}_{96}\text{Cm}$ кюрий	$^{[247]}_{97}\text{Bk}$ берклий	$^{[251]}_{98}\text{Cf}$ калифорний	$^{[252]}_{99}\text{Es}$ эйнштейний	$^{[257]}_{100}\text{Fm}$ фермий	$^{[258]}_{101}\text{Md}$ менделеевий	$^{259,1}_{102}\text{No}$ нобелий	$^{260,1}_{103}\text{Lr}$ лоуренсий

Рис. 2 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

