



М. К. Оспанова
К. С. Аухадиева
Т. Г. Белоусова

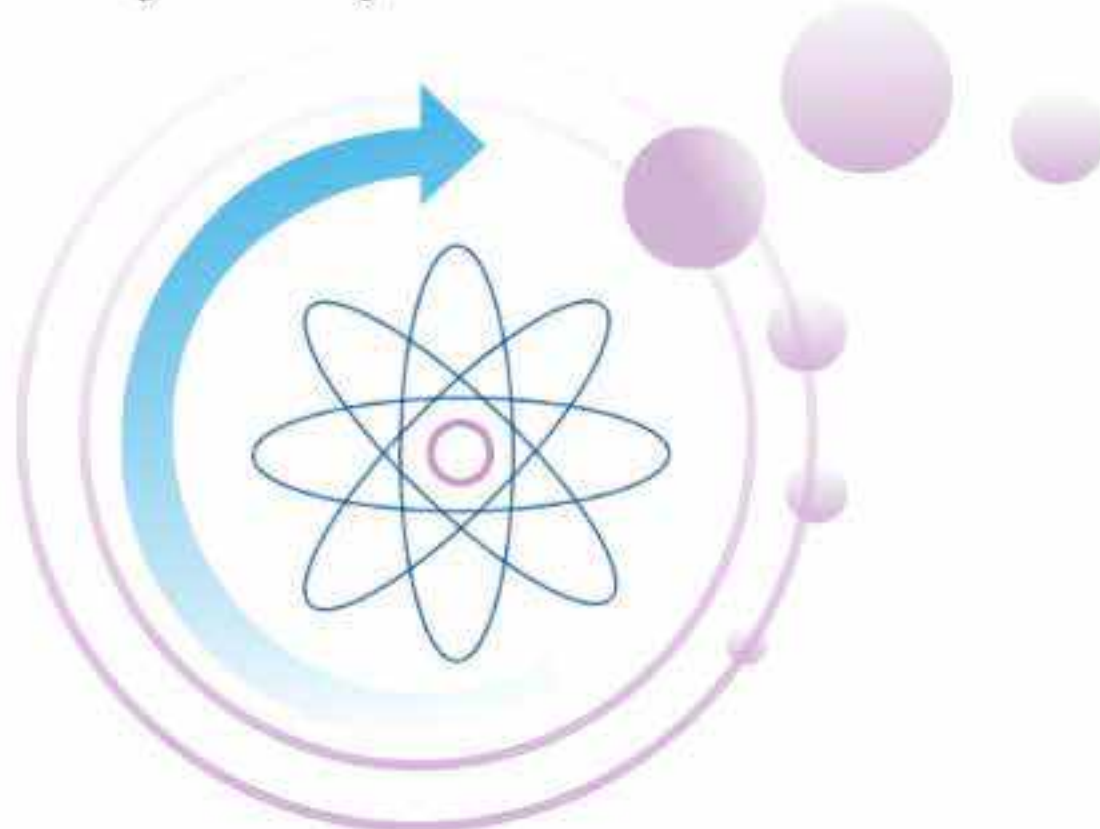
ХИМИЯ

Часть 1

Учебник для 10 классов
общественно-гуманитарного
направления общеобразовательных
школ

*Утверждено Министерством
образования и науки Республики
Казахстан*

10



Алматы "Мектеп" 2019

УДК 373.167.1
ББК 24я72
О-75



Оспанова М.К. и др.

О-75 Химия. Учебник для 10 кл. обществ.-гуманит. направления общеобразоват. шк. Часть 1/ М. К. Оспанова, К. С. Аухадиева, Т. Г. Белоусова. — Алматы: Мектеп, 2019. — 160 с., илл.

ISBN 978—601—07—1188—4

О $\frac{4306021500—095}{404(05)—19}$ 51(1)—19

УДК 373.167.1
ББК 24я72

© Оспанова М. К., Аухадиева К. С.,
Белоусова Т. Г., 2019
© Издательство “Мектеп”
художественное оформление, 2019
Все права защищены

ISBN 978—601—07—1188—4

Имущественные права на издание
принадлежат издательству “Мектеп”

Глава I
СТРОЕНИЕ АТОМА

Глава II
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Глава III
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Глава IV
ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Глава V
КИНЕТИКА

Глава VI
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Глава VII
ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ И
НЕМЕТАЛЛОВ

Глава VIII
ВАЖНЕЙШИЕ s -ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие учащиеся!

В этом учебном году вы углубите свои познания в области химии. В частности, главу “Строение атома” вы начнете изучать с точки зрения современной теории строения атома, поймете природу радиоактивности и ознакомитесь с применением радиоактивных изотопов.

При рассмотрении главы “Периодический закон и периодическая система химических элементов” вы поймете закономерности изменения основных характеристик химических элементов и их соединений в периодах и группах. В главе “Химическая связь и строение вещества” изучите образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам и узнаете о ее важнейших характеристиках. Научитесь прогнозировать свойства соединений с различными видами связей и типами кристаллических решеток. В главе, посвященной закономерностям протекания химических реакций, углубите свои знания о типах химических реакций, поймете, почему одну и ту же реакцию можно охарактеризовать по нескольким признакам. Узнаете, что для снятия копий различных предметов, для защиты металлов от коррозии, а также для золочения и лужения применяется процесс электролиза. Изучая закономерности протекания химических реакций, вы узнаете, почему одни реакции идут годами, другие — мгновенно, а некоторые даже со взрывом. Приобретете знания об управлении химическими процессами.

В главах, посвященных *s*- *p*- и *d*-элементам, узнаете, почему металлы побочных подгрупп менее активны, чем щелочные и щелочноземельные металлы, и большинство их соединений окрашены, а ртуть растворяет даже золото.

Путеводителем по учебнику будут служить специальные знаки, внимательно рассмотрите условные обозначения и вспомните, что они означают.

В учебнике особое внимание уделено рубрикам “Знаешь ли ты?”, “Домашний эксперимент” и “Умей применить свои знания по химии”, где вы можете не только узнать массу нового и интересного из мира химии, но и применять полученные знания в жизни.

Желаем вам успехов!

Авторы

Условные обозначения:



— Вопросы и упражнения



— Задачи



— Задания повышенного уровня



— Дополнительный материал



— Домашний эксперимент



— 10 известных фактов



— Запомни!



— Самое важное



— Это интересно!



— Подумай!



— Знаешь ли ты?

СТРОЕНИЕ АТОМА



§ 1. СОВРЕМЕННАЯ ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ АТОМА. СОСТОЯНИЕ И ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМЕ

Атом (от греч. *atomos* — “неделимый”) — наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами. До конца XIX века в химии господствовало метафизическое убеждение, что атом есть наименьшая частица простого вещества, последний предел делимости материи. Дальтон и его современники рассматривали атом как неделимый объект. Считалось, что при всех химических превращениях разрушаются и вновь создаются только молекулы, атомы же остаются неизменными и не могут дробиться на более мелкие части.

Но все эти предположения в то время еще не могли быть подтверждены какими-либо экспериментальными данными. Лишь в конце XIX — начале XX в. были сделаны открытия, показавшие сложность строения атома:

— катодные лучи (Дж. Томсон, 1897 г.), частицы которых получили название электронов;

— естественная радиоактивность элементов (А. Беккерель, П. и М. Кюри, 1896 г.) и существование α -частиц (ядер гелия He^{2+});

— наличие у атома положительно заряженной частицы, названной ядром (Э. Резерфорд, 1911 г.);

— искусственное превращение одного элемента в другой, например азота в кислород (Э. Резерфорд, 1919 г.). Из ядра атома одного элемента (азота в опыте Резерфорда) при соударении с α -частицей образовались ядро ато-

Сегодня на уроке:

- узнаем о современной теории строения атома;
- обобщим понятие “строение атома”;
- узнаем больше о движении электронов.

Ключевые понятия

- протон
- нейтрон
- электрон
- ядро
- электронное облако
- химический элемент
- атомный номер
- атомная масса

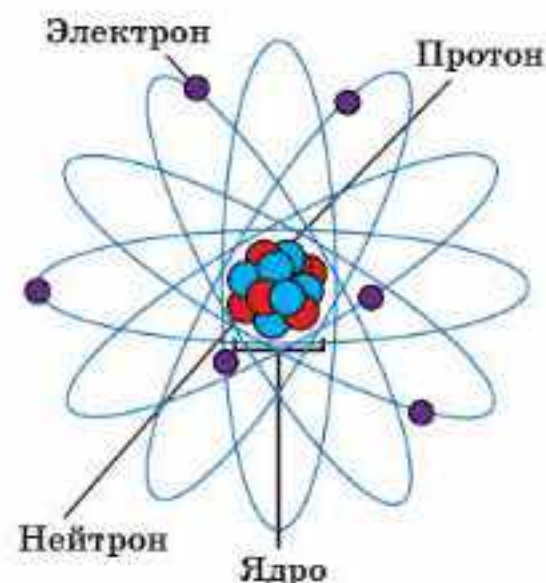


Рис. 1. Строение атома

ма другого элемента (кислорода) и новая частица, несущая единичный положительный заряд и названная протоном (ядро H^+).

— наличие в ядре атома электронейтральных частиц – *нейтронов* (Дж. Чедвик, 1932 г.).

Было установлено, что в атоме каждого элемента присутствуют протоны, нейтроны и электроны, причем протоны и нейтроны сосредоточены в ядре атома, а электроны — в электронной оболочке (рис. 1).

Протоны, нейтроны и электроны называются *элементарными частицами*.

Ядро занимает лишь ничтожную часть объема атома, его бóльшая часть — пустое пространство. Основные характеристики элементарных частиц атома приведены в таблице 1.

Таблица 1

Основные характеристики элементарных частиц атома

Частица	Символ	Масса (в а. е. м.)	Заряд (по отношению к заряду протона)	Расположение в атоме
Протон	1_1p	1	+1	В ядре
Нейтрон	0_1n	1	0	В ядре
Электрон	${}^0_{-1}e$	0,00055	-1	Вокруг ядра

Масса электрона в 1840 раз меньше массы протона или нейтрона. Если массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома. Таким образом, атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся в электрическом поле ядра отрицательно заряженных электронов. Атом в целом электронейтрален, и поэтому число протонов и электронов в нем между собой равно. Форма атома — сферическая. Радиус ядра примерно в 100 000 раз меньше радиуса атома.

Все вещества образованы химическими элементами, каждый из которых представляет определенный вид атомов (с определенным зарядом ядра).

Суммарное число протонов Z и нейтронов N в атоме называется *массовым, или нуклонным, числом A* :

$$A = N + Z.$$

Это соотношение используется для расчета числа нейтронов в ядре:

$$N = A - Z.$$

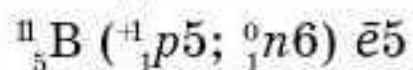
Например, массовое число алюминия:

$$\begin{array}{ccc}
 & 13 + 14 = 27 & \\
 \swarrow & & \searrow \\
 \text{число} & & \text{число} & & \text{массовое} \\
 \text{протонов} & & \text{нейтронов} & & \text{число}
 \end{array}$$



Все химические элементы систематизированы в Периодической системе Д. И. Менделеева, из которой можно узнать их относительные атомные массы, а по атомному номеру — заряды атомных ядер и равные им число протонов и электронов. Число нейтронов в атоме одного химического элемента может быть разным — такие разновидности называются *изотопами*.

Так, в атоме бора будет находиться:



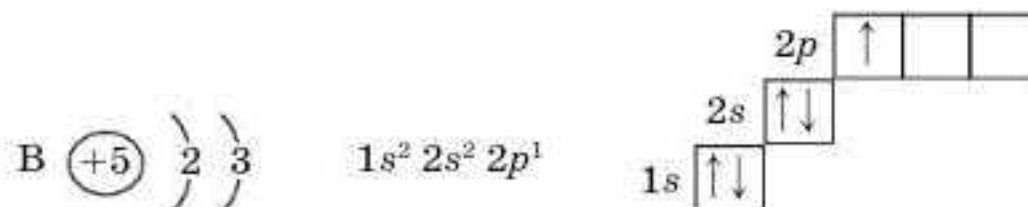
По номеру периода определяется число энергетических уровней атома (например, у бора их 2), а по номеру группы для элементов главных подгрупп узнаем число электронов на последнем энергетическом уровне (у бора их 3). Электроны в атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням.

Наиболее сложным движением в атоме обладает электрон. *Электронное облако* — часть пространства, в котором движется электрон. Область этого пространства, где вероятность нахождения электрона наиболее высока, называется *атомной орбиталью*. Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют энергетический уровень. Каждой орбитали соответствует электронное облако. Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: *s*, *p*, *d* и *f* (рис. 2).

Максимальное количество электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N = 2n^2$, где N — число электронов, а n — номер энергетического уровня. Номер группы химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева соответствует количеству электронов на его внешнем энергетическом уровне.

Наглядно эта последовательность выражается энергетической диаграммой. Распределение электронов атома по уровням, подуровням и орбиталям (электронная конфигурация атома) может быть изображена в виде электронной формулы, энергетической диаграммы или, упрощенно, в виде электронно-графической схемы электронных слоев.

Например, энергетическая диаграмма строения атома бора будет такой:



Размер атома определяется размером его электронной оболочки. Атом может терять электроны и становиться положительным ионом или присоединять электроны и становиться отрицательным ионом. Заряд иона определяет число потерянных или присоединенных электронов. Процесс превращения нейтрального атома в заряженный ион называется *ионизацией*.

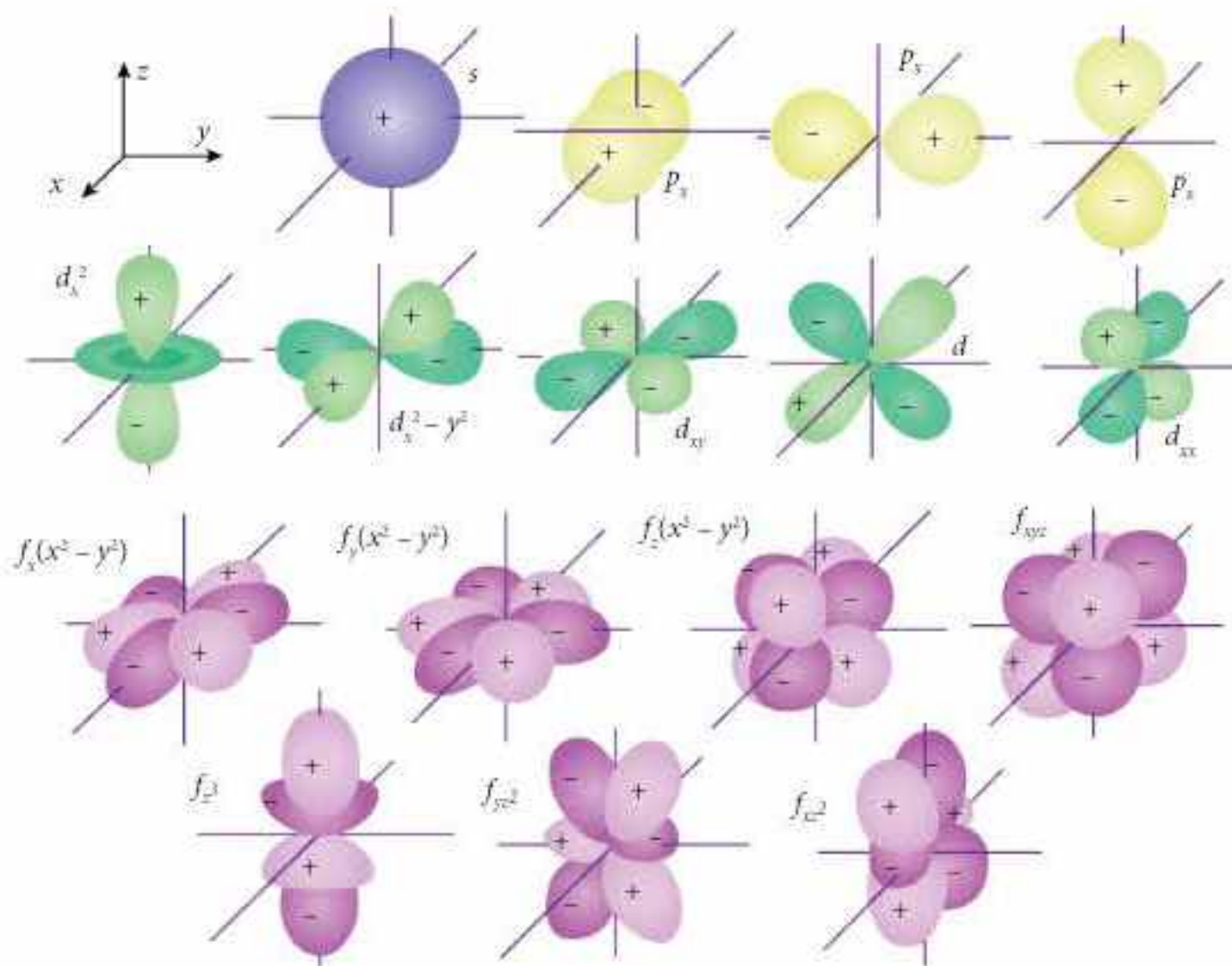


Рис. 2. Формы электронных облаков



Атом — это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра, вокруг которого вращаются отрицательно заряженные электроны. *Атомный номер элемента* показывает число протонов, электронов и заряд ядра. Число нейтронов находят, отняв от атомной массы элемента число протонов.

Электроны в атоме распределяются по уровням и подуровням. Номер периода показывает число уровней в атоме.



1. Что такое *атом*? Из каких частиц он состоит?
2. Охарактеризуйте частицы атома.
3. Каков физический смысл порядкового номера, номера периода и номера группы?
4. Что такое *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбитали? Какое число электронов размещается на каждой из этих орбиталей?
5. Сравните состав атомов изотопов кислорода ^{16}O , ^{18}O .
6. Дополните следующую таблицу, установите неизвестные параметры.

Элемент	Число протонов	Число нейтронов	Число электронов	Порядковый номер	Атомная масса
1	2	3	4	5	6
Be		5			11
Al	13		13		27
Br	35	45		35	

1	2	3	4	5	6
Pb					207
I		74			

7. а) Постройте график зависимости порядкового номера (ось x) от числа нейтронов (ось y) для первых 15 элементов.
 б) Каким является примерное соотношение между числом протонов и нейтронов для данных элементов?
 в) Подсчитайте соотношение между числом нейтронов и протонов для следующих элементов: урана ${}_{92}^{238}\text{U}$ и свинца ${}_{82}^{207}\text{Pb}$. Попробуйте объяснить, почему атомы данных элементов являются радиоактивными?
- 1. Смесь, содержащую 32 г кислорода и 20 г водорода, подожгли. Сколько граммов воды получилось при этом?

Ответ: 36 г.

§ 2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА. ПРИНЦИП ПАУЛИ, ПРАВИЛО ГУНДА (ХУНДА) И ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО

Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об энергии определенного электрона и пространстве, в котором он находится. Нам известно, что электрон представляют и как частицу, находящуюся в постоянном движении вокруг ядра, и как волну — облако, не имеющее траектории и четких внешних границ. Наиболее наглядно представление об электронном облаке можно получить на основании следующего мысленного эксперимента. Предположим, мы в состоянии получить очень большое число фотографий положения электрона в атоме водорода в различные моменты времени. Наложив эти фотографии друг на друга, мы как раз и получим трехмерную картину электронного облака (рис. 3).

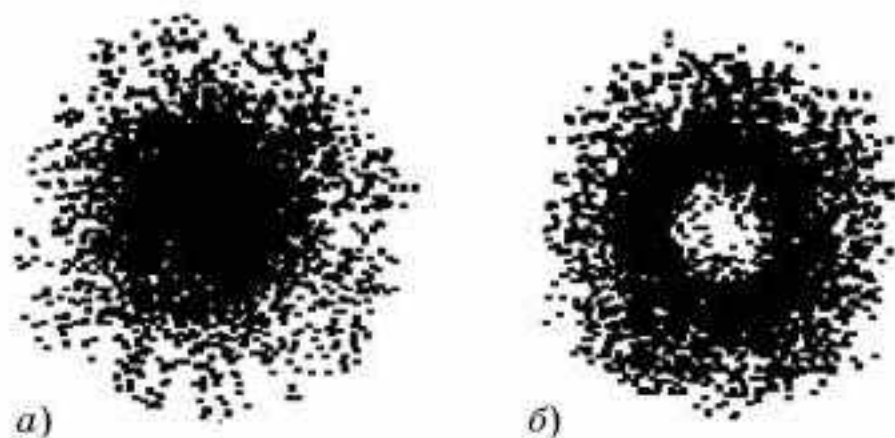


Рис. 3. Электронное облако как набор моментальных “фотографий” электрона:
 а) вид со стороны; б) вид в сечении.

Сегодня на уроке:

- узнаем о том, что такое квантовые числа и их характеристики;
- узнаем о принципе наименьшей энергии, принципе Паули, правилах Гунда (Хунда) и Клечковского.

Ключевые понятия

- квантовые числа
- главное квантовое число
- орбитальное квантовое число
- магнитное квантовое число
- спиновое квантовое число
- принцип наименьшей энергии
- правило Клечковского
- правило Гунда (Хунда)
- принцип Паули



Этот рисунок описывает вероятность нахождения электрона в некоторой области трехмерного околоядерного пространства x, y, z .

Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (равна $\approx 90\%$), называется атомной орбиталью.

Состояние каждого электрона в атоме описывают с помощью четырех квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (s).

Главное квантовое число n определяет энергетический уровень электрона и размер атомной орбитали; принимает целые значения ($n = 1, 2, 3, \dots$).

Энергетические уровни обозначают буквами K, L, M, N, O, P, Q и т. д., которым соответствуют значения $n = 1, n = 2, n = 3, n = 4$ и т. д.

Числовое значение уровня n : 1 2 3 4 5 6 7

Буквенное обозначение:

K	L	M	N	O	P	Q
<hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/> Энергия и размер орбиталей увеличиваются →						

Совокупность электронов с одинаковым значением n называется *энергетическим уровнем*. Наименьшую энергию имеют электроны первого от ядра энергетического уровня ($n = 1$). С увеличением n энергия электрона возрастает.

Число энергетических уровней в атоме численно равно номеру периода, в котором находится элемент.

Так, все электроны элементов I периода имеют один энергетический уровень с главным квантовым числом равным единице ($n = 1$). У атомов элементов II периода главное квантовое число равно двум ($n = 2$) и т. д.

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне определяется уравнением:

$$N = 2n^2,$$

где N — число электронов на данном энергетическом уровне, n — номер энергетического уровня (номер периода, главное квантовое число).

Следовательно, на первом, втором, третьем и четвертом энергетических уровнях могут находиться соответственно не более 2, 8, 18, 32 электронов.

Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 . По данным, представленным в таблице 2, можно проследить связь главного числа n с числом подуровней, типом и числом орбиталей, а также максимальным числом электронов на подуровне и уровне.

Орбитальное (побочное) квантовое число (l) характеризует форму атомной орбитали. Принимает значения в зависимости от числа n :

$l = 0, 1, \dots (n - 1)$. Например, если $n = 2$, то $l = 0, 1$; если $n = 3$, то $l = 0, 1, 2$. Число l характеризует подуровень (подслой).

Главное квантовое число, типы и число орбиталей, максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное (n)	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в подуровне, равное n^2	на подуровне	на подуровне, равное n^2
$K (n = 1)$	1	$1s$	1	1	2	2
$L (n = 2)$	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
$M (n = 3)$	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	
$N (n = 4)$	4	$4s$	1	16	2	32
		$4p$	3		6	
		$4d$	5		10	
		$4f$	7		14	

Совокупность электронов, характеризующихся одинаковым значением орбитального квантового числа l , называется *энергетическим подуровнем*.

Каждому значению l соответствует определенный энергетический подуровень и определенная *форма орбитали*:

Значение орбитального квантового числа l : 0 1 2 3.

Обозначение энергетического подуровня $s p d f$.

Количество таких подуровней совпадает с номером уровня или со значением главного квантового числа n .

Таким образом, при $l = 0, 1, 2, 3$ электроны находятся соответственно на s -, p -, d -, f -подуровнях. При данном значении главного квантового числа n наименьшую энергию имеют электроны s -подуровня, затем p -, d -, f -подуровней.

Число энергетических подуровней в уровне не должно быть больше главного квантового числа n . Так, первый уровень ($n = 1$) имеет один подуровень (s), второй уровень ($n = 2$) — два подуровня (s и p), третий ($n = 3$) — три (s, p, d), четвертый ($n = 4$) — четыре (s, p, d, f) (рис. 4).

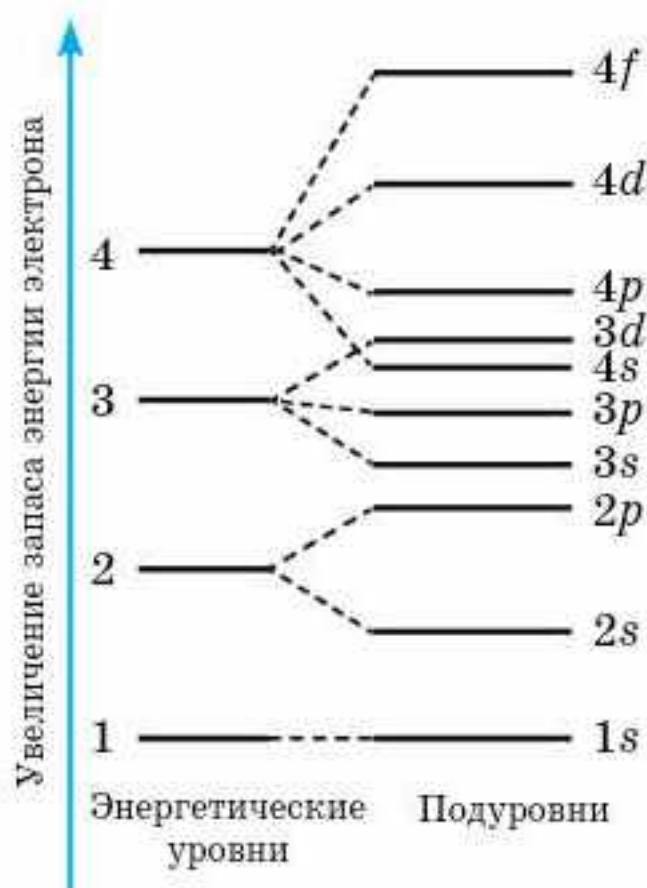


Рис. 4. Схема энергетических уровней и подуровней в атоме

Обозначения подуровней, соответствующие главному и орбитальному квантовым числам, представлены в таблице 3.

Таблица 3

Обозначение подуровней

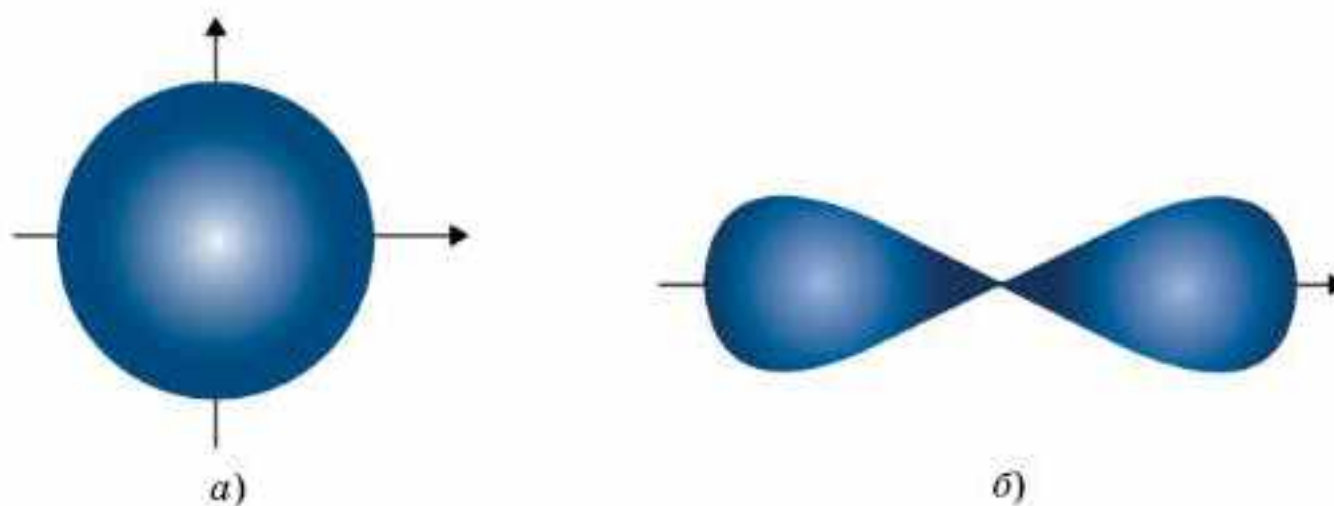
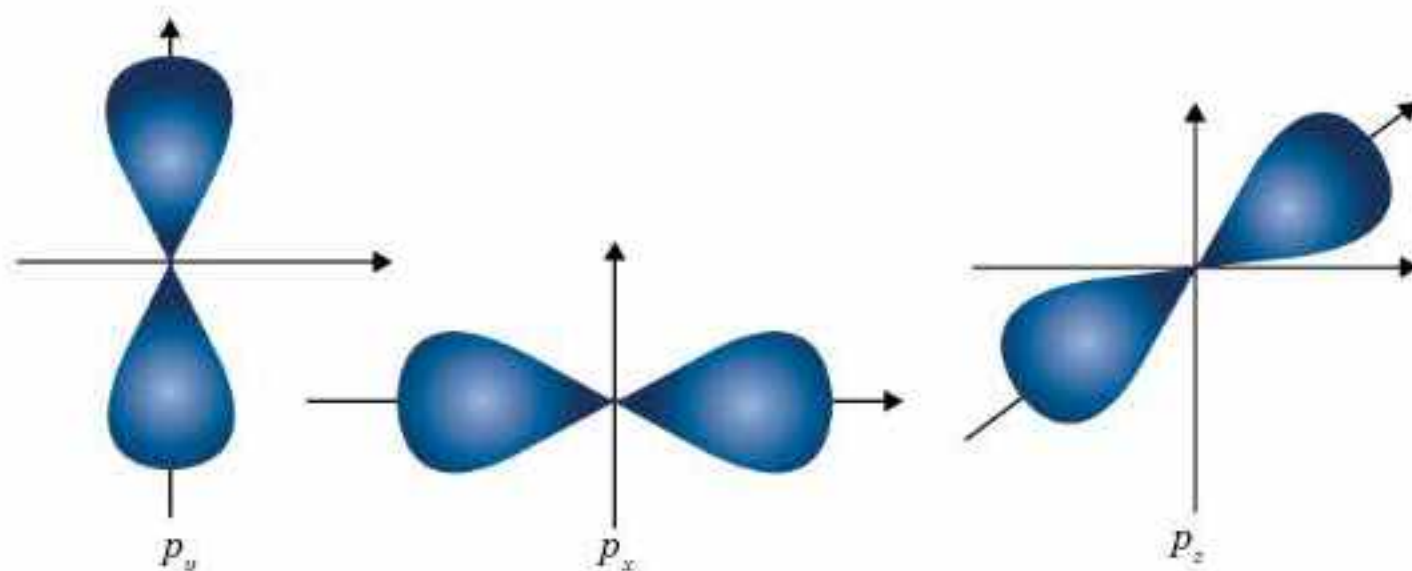
Значения n	Значения l	Обозначения подуровней
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

При $l = 0$ (s -подуровень) электронное облако имеет сферическую форму (рис. 5, а), при $l = 1$ (p -подуровень) орбиталь имеет форму гантели (рис. 5, б).

Количество орбиталей на подуровне определяется магнитным квантовым числом (m). Магнитное квантовое число характеризует распределение орбиталей в магнитном поле ядра, оно зависит от орбитального квантового числа и принимает значения от 0 до $l - 1$; $m = 2l + 1$.

Пример: при $l = 0$, $m_1 = 0$, орбиталь одна; при $l = 1$, $m = -1, 0, 1$, три орбитали. Следует отметить, что все орбитали располагаются симметрично в пространстве — p -орбитали (рис. 6).

Орбитали d и f имеют более сложную форму (рис. 7, 8).

Рис. 5. Формы орбиталей: а) s -орбитали; б) p -орбиталиРис. 6. Ориентация в пространстве p_x -, p_y - и p_z -орбиталей

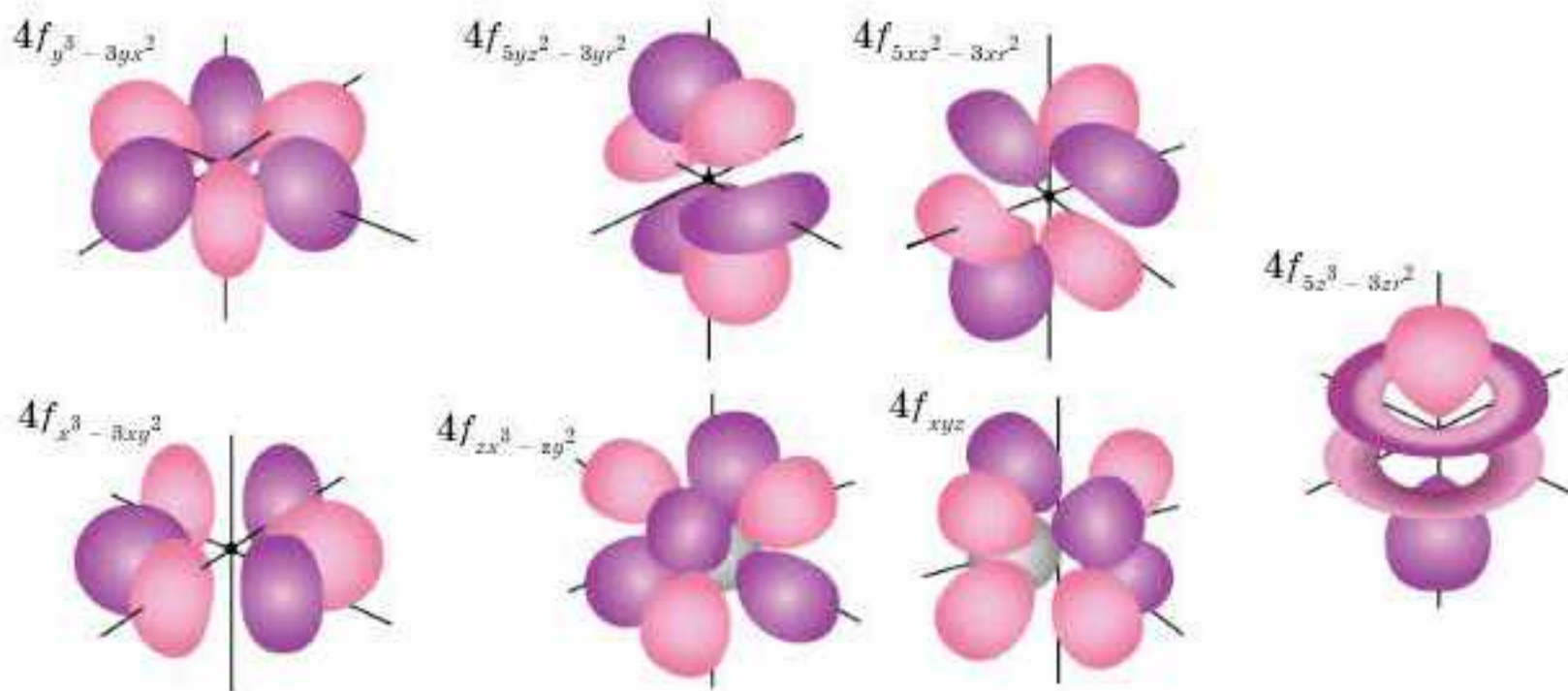


Рис. 7. Формы электронных облаков *f*-электронов

При $l = 2$; $m = -2, -1, 0, 1, 2$, пять орбиталей. Следовательно, эти пять *d*-орбиталей ориентированы по пяти разным направлениям.

При $l = 3$; $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$, семь орбиталей. Семь различных *f*-орбиталей имеют более сложную форму. Число ориентаций *f*-орбиталей равно семи.

Число орбиталей с данным значением l представлены в таблице 4.

Таблица 4

Число орбиталей с данным значением l

Значения l	Значения m	Число орбиталей с данным значением l	Условное обозначение орбиталей
0 (<i>s</i>)	0	1	\square_s
1 (<i>p</i>)	-1, 0, +1	3	$\square \square \square_p$
2 (<i>d</i>)	-2, -1, 0, +1, +2	5	$\square \square \square \square \square_d$
3 (<i>f</i>)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	$\square \square \square \square \square \square \square_f$

Если рассматривать электрон как частицу, то, кроме движения вокруг ядра, он вращается и вокруг собственной оси. Это движение получило название “спин” (в переводе с английского “веретено”) (рис. 9).



Рис. 8. Возможные формы *d*-орбиталей

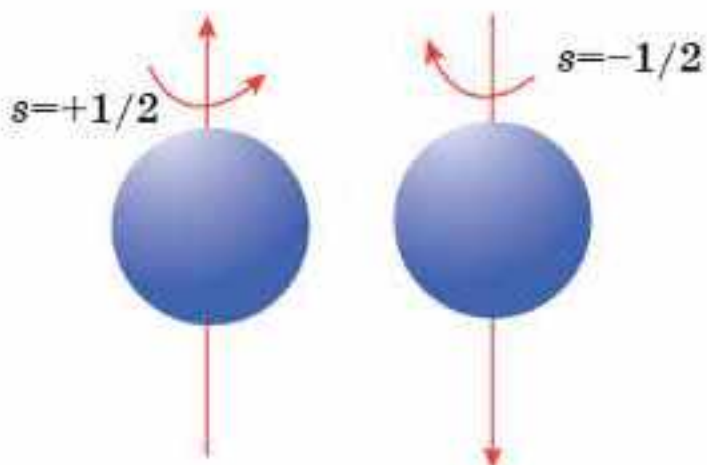
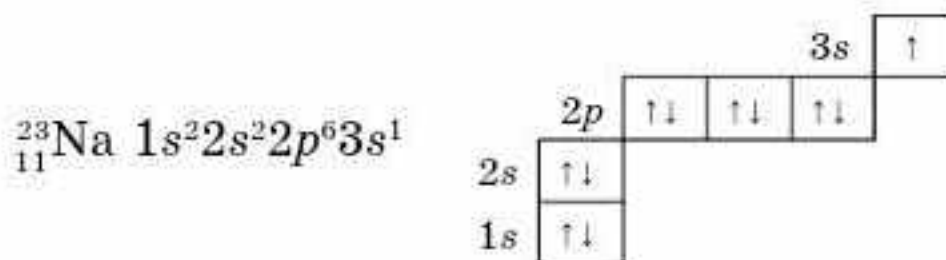


Рис. 9. Вращение электрона вокруг своей оси

Спиновое квантовое число s характеризует два возможных направления вращения электрона вокруг собственной оси (по часовой стрелке или против). Принимает только два значения $+1/2$ (обозначается стрелкой, направленной вверх) \uparrow и $-1/2$ (стрелка вниз) \downarrow , соответствующие противоположным направлениям вращения.

Распределение электронов в слоях и орбиталях называется *электронной конфигурацией атома*. Распределение электронов в атоме можно представить с помощью:

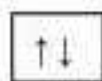
- электронных схем, например: ${}_{11}\text{Na } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$
- электронных конфигураций: ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- электронно-графических схем:



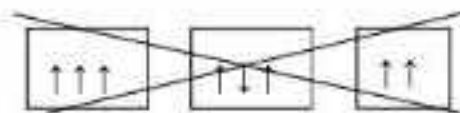
В атомах элементов каждого периода повторяется электронная конфигурация атома благородного газа, поэтому размещение электронов показывают в сокращенном виде: $[\text{Ne}]3s^1$.

Существуют определенные принципы и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней для основного состояния атома. **Принцип Паули.** Швейцарский физик В. Паули в 1925 г. установил, что в атоме на одной орбитали не может быть больше двух электронов, имеющих противоположные (антипараллельные) спины.

Может быть:



Не может быть:

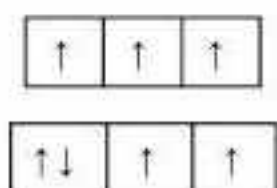


Принцип Паули определяет максимальное число электронов, обладающих данным главным квантовым числом n (т. е. находящихся на данном электронном слое): $N = 2n^2$. Следовательно, максимальное число электронов на четырех первых уровнях не должно превышать 2, 8, 18 и 32 электронов соответственно.

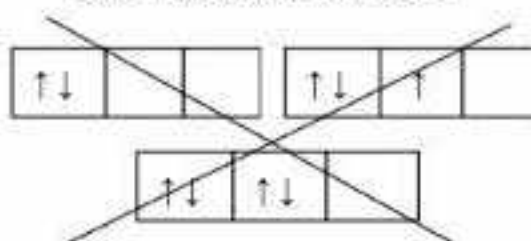
Правило Гунда (Хунда). В пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному) и лишь после этого образуют электронные пары. Это соответствует устойчивому состоянию атома.



Может быть:



Не может быть:



Следовательно, если орбитали имеют одинаковую энергию, в каждую из них сначала поступает по одному электрону. Такое расположение позволяет электронам в атоме находиться как можно дальше друг от друга. Только после того, как на каждой орбитали будет находиться по одному электрону, в них начнут появляться вторые электроны — произойдет спаривание.

Правила Клечковского.

1) Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в последовательности повышения орбитальных энергетических уровней.

2) Низшие по энергии орбитали всегда заполняются первыми. Энергия орбиталей возрастает в ряду: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, \dots$

Распределение электронов для первых 36 химических элементов представлено в таблице 5.

Таблица 5

Электронная формула атомов первых четырех периодов

Период	Элемент	Электронная формула	Период	Элемент	Электронная формула
1	2	3	4	5	6
1	${}_1\text{H}$	$1s^1$	4	${}_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$
	${}_2\text{He}$	$1s^2$		${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$
2	${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$		${}_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]3d^1 4s^2$
	${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$		${}_{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]3d^2 4s^2$
	${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$		${}_{23}\text{V}$	$[\text{Ar}]3d^3 4s^2$
	${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$		${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^1$
	${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$		${}_{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^2$
	${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$		${}_{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}]3d^6 4s^2$
	${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$		${}_{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]3d^7 4s^2$
	${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$		${}_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}]3d^8 4s^2$
3	${}_{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 3s^1$		${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$
	${}_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$		${}_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$
	${}_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$		${}_{31}\text{Ga}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$
	${}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$		${}_{32}\text{Ge}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^2$

1	2	3	4	5	6
	$_{15}\text{P}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$		$_{33}\text{As}$	$[\text{Ar}] d^{10} 4s^2 4p^3$
	$_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$		$_{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}] d^{10} 4s^2 4p^4$
	$_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$		$_{35}\text{Br}$	$[\text{Ar}] d^{10} 4s^2 4p^5$
	$_{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$		$_{36}\text{Kr}$	$[\text{Ar}] d^{10} 4s^2 4p^6$



Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами n , l , m , s . Электроны в атоме распределяются согласно принципу наименьшей энергии — принципу Паули, правилам Гунда (Хунда) и Клечковского.

Знаешь ли ты?

С помощью сканирующего микроскопа был сделан снимок: из атомов железа на меди выложили иероглифы, обозначающие слово "атом".



1. Каково содержание понятий "плотность электронного облака", "вероятность нахождения электрона", "электронное облако", "орбиталь"?
2. Одинаков ли смысл понятий "орбита" и "орбиталь" (по отношению к электрону)?
3. Какими квантовыми числами характеризуется состояние электрона в атоме?
4. Что характеризует главное квантовое число, какие значения оно может принимать?
5. Что такое *энергетический уровень*? Какие имеются синонимы этого понятия?
6. Что характеризует орбитальное (побочное) квантовое число? Какие значения принимает орбитальное квантовое число?
7. Как изменяется энергия электрона при переходе с одного энергетического уровня на другой?
8. Как называются и какую форму имеют орбитали с $l = 0$; $l = 1$?
9. Что характеризует магнитное квантовое число? Какие значения принимает магнитное квантовое число?
10. Что характеризует спиновое квантовое число и какие значения оно принимает?
- 11.* Пользуясь правилом Клечковского, попробуйте показать строение атомов элементов № 27, 30, 35, 38.
- 12.* Укажите набор всех квантовых чисел для электронов внешнего уровня для атома алюминия.
 1. При сгорании трехвалентного металла массой 3 г образуется его оксид массой 5,67 г. Что это за металл? Напишите электронную конфигурацию его атома.
 2. Найдите молекулярную формулу соединения, содержащего: а) 43,4% Na, 11,3% C, 45,3% O; б) 40% C, 6,67% H, 53,33% O.

§3. ИЗОТОПЫ. РАДИОАКТИВНОСТЬ

Изотопы. Разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра (т. е. атомы одного и того же элемента) с различными массами называются **изотопами**.

Изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядре.

Большинство элементов существует в природе как смесь изотопов. Относительная атомная масса элемента равна среднему значению относительных атомных масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности. Из всех известных изотопов только изотопы водорода имеют собственные названия (рис. 10).

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с изотопами и явлением радиоактивности.

Ключевые слова

- радиоактивность
- изотопы
- период полураспада



Знаешь ли ты?

Атом пуст. Если ядро атома увеличить до размеров яблока, то расстояние от ядра до электронов будет порядка 1 км. Если бы электроны и ядра не были заряжены, атомы спокойно проходили бы друг через друга, нисколько не мешая соседу.

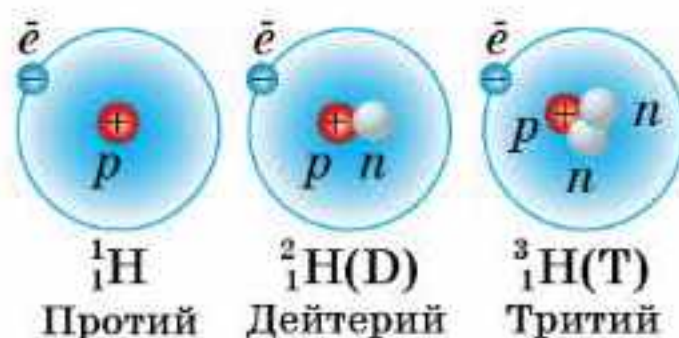


Рис. 10. Изотопы водорода

Изотопы некоторых элементов приведены в таблице 6, где также указано их процентное содержание в природных образцах.

Таблица 6

Изотопы некоторых химических элементов

Элемент	Изотоп	Распространенность, %	Элемент	Изотоп	Распространенность, %
Хлор	${}^{35}\text{Cl}$	75	Бром	${}^{79}\text{Br}$	50,0
	${}^{37}\text{Cl}$	25		${}^{81}\text{Br}$	50
Железо	${}^{54}\text{Fe}$	5,8	Кальций	${}^{40}\text{Ca}$	96,9
	${}^{56}\text{Fe}$	91,7		${}^{42}\text{Ca}$	0,7
	${}^{57}\text{Fe}$	2,2		${}^{43}\text{Ca}$	0,1
	${}^{58}\text{Fe}$	0,3		${}^{44}\text{Ca}$	2,1
			${}^{48}\text{Ca}$	0,2	

Теперь можно дать современное и точное определение химическому элементу. *Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.*



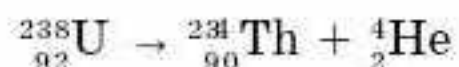
Фрэнсис Уильям Астон (1877—1945)

Английский химик-физик. С помощью изобретенного им масс-спектрографа определил, что все элементы имеют несколько изотопов. Астон изучил изотопный состав хлора и ртути. Он открыл большое количество изотопов и точно определил их массу. В 1922 году Астону была присуждена Нобелевская премия.

Ядерные реакции. Когда много веков тому назад ученые стали использовать термин *атом* (с греческого — “неделимый”), они считали, что все атомы всегда и везде сохраняются. Однако в конце XIX века стало известно, что некоторые атомы тяжелых элементов способны самопроизвольно превращаться в атомы других элементов. Явление самопроизвольного превращения атомов одних элементов в атомы других назвали *радиоактивностью* (по латыни *радиус* — “луч”).

Радиоактивность — это самопроизвольный распад атомных ядер, сопровождающийся испусканием α -частиц (ядер ${}^4_2\text{He}$), β^- -частиц (электронов), а также электромагнитного излучения (γ -квантов, или их называют γ -лучи). В результате радиоактивного распада из ядер одного элемента образуются ядра другого элемента.

При α -распаде ядер урана ${}^{238}_{92}\text{U}$ образуются ядра ${}^{234}_{90}\text{Th}$:



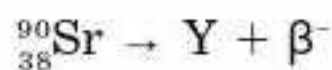
Процесс превращения ядер одних элементов в ядра других называется *ядерной реакцией*.

При записи уравнений радиоактивных превращений и ядерных реакций придерживаются двух правил:

1) сумма массовых чисел частиц, вступивших в реакцию, равна сумме массовых чисел полученных частиц;

2) сумма зарядов исходных частиц равна сумме зарядов полученных частиц.

При β^- -распаде один из нейтронов ядра превращается в протон, поэтому заряд ядра возрастает на 1, а массовое число остается неизменным. Например:

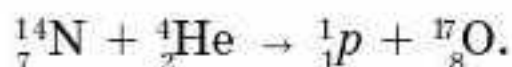


Часто α - и β^- -распады сопровождаются испусканием γ -квантов (порций электромагнитного излучения). У γ -квантов нет массы покоя. Их испускание не связано с изменением заряда ядра или массового числа.

Превращения ядер могут происходить не только естественным путем, в результате радиоактивного распада, но и за счет их искусственного осуществления при проведении ядерных реакций.



Искусственные ядерные реакции возникают при бомбардировке ядер элементов быстрыми элементарными частицами или другими ядрами. В 1919 году Резерфорд впервые осуществил ядерные превращения, с помощью которых экспериментально доказал, что в состав атомного ядра входят протоны (1_1p). Он бомбардировал α -частицами высокой энергии ядра азота ${}^{14}_7\text{N}$:



Период полураспада. Каждый радиоактивный элемент характеризуется периодом полураспада $t_{1/2}$, т. е. временем, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества. Для разных элементов период полураспада имеет сильно отличающиеся значения. Так, для урана ${}^{238}\text{U}$ период полураспада $t_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ лет. Именно поэтому активность урана в течение нескольких лет заметно не меняется. Для радия ${}^{226}\text{Ra}$ период полураспада $t_{1/2} = 1600$ лет, поэтому и активность радия больше, чем урана. Ясно, что чем меньше период полураспада, тем быстрее протекает радиоактивный распад. Для разных элементов период полураспада может изменяться от миллионных долей секунды до миллиардов лет.

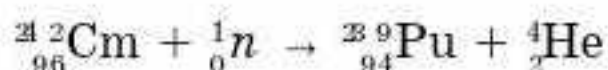
Период полураспада необходимо знать для того, чтобы определить время, когда радиоактивный элемент станет безопасен — это произойдет, когда его радиоактивность упадет настолько, что ее нельзя будет обнаружить, т. е. через 10 периодов полураспада.

Знаешь ли ты?

Известно, что при превращении одного грамма водорода в гелий выделяется такое же количество энергии, как при сгорании 15 тонн бензина.

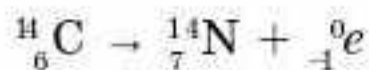
Ядерные реакции широко используют для получения редко встречающихся в природе изотопов известных элементов и для синтеза новых химических элементов. Например, элемент кюрий был получен бомбардировкой изотопа плутония ${}^{239}\text{Pu}$ α -частицами:

Кроме того, ядерные реакции используют для изучения строения и свойств атомных ядер. Ядерные реакции имеют большое практическое значение в ядерной энергетике (в частности, в работе ядерных реакторов):



Изотопы используют в различных научных исследованиях и медицине. Так, для определения возраста предметов, имеющих органическое происхождение, применяют радиоуглеродный метод. За разработку этого метода американский ученый У. Ф. Либби в 1960 году получил Нобелевскую премию по химии. Суть радиоуглеродного метода состоит в том, что некоторое количество изотопа углерод-14 образуется в

атмосфере в результате бомбардировки азота космическими лучами. Это означает, что все живые существа, в том числе и мы, постоянно вдыхаем некоторое количество углерода-14, который потом попадает в ткани. Когда живой организм погибает, то накопившийся в нем изотоп $^{14}_6\text{C}$ распадается с периодом полураспада 5730 лет по реакции:



Измеряя содержание радиоактивного углерода в исследуемом образце, определяют его “возраст”.

Знаешь ли ты?

При ядерных реакциях выделяется энергии примерно в 10^6 раз больше, чем при химических реакциях.

Ядерные реакции в природе. Ядерные реакции возникают при очень высоких температурах, которые можно встретить либо в недрах звезд, либо в звездных атмосферах. Для того чтобы слились два ядра, необходимо, чтобы они подошли друг к другу очень близко. При обычных значениях температуры на Земле два положительно заряженных ядра отталкиваются друг от друга настолько сильно, что синтез произойти не может. При очень больших температурах ядра с большой кинетической энергией двигаются намного быстрее, так что данный энергетический барьер отталкивания может быть преодолен. Как только ядра подойдут друг к другу достаточно близко, в дело вступают мощные силы ядерного взаимодействия, которые удерживают в ядре вместе протоны и нейтроны, и ядра объединяются, образуя более тяжелые.

Все элементы, встречающиеся в природе, включая те, что находятся в наших организмах, рождены в результате термоядерных реакций на звездах.

В результате реакций ядерного синтеза, протекающих в газовых облаках звезд, образуются новые элементы. Например, когда во время реакции ядерного синтеза сливаются два ядра атома водорода, они превращаются в гелий. Высвобожденная энергия вызывает при этом свечение газового облака. Синтез является основным процессом в центре звезд, где температура достигает сотен миллионов градусов.

В звездах другого типа протекают термоядерные реакции гелия с образованием углерода, кислорода, неона, магния, серы, аргона, кальция и т. д. С участием протонов и нейтронов образуются элементы вплоть до висмута.

На Земле в основном происходят только реакции радиоактивного распада, синтез элементов бывает только на звездах, поэтому нас постоянно окружают осколки когда-то разорвавшейся звезды, которые позже летали в космосе, объединились в туманность и после образования в этой туманности молодой звезды (нашего Солнца) конденсировались в планеты.



Постановлением Правительства Республики Казахстан № 925 от 20 августа 2002 года была принята Концепция развития урановой промышленности и атомной энергетики Республики Казахстан на 2002—2030 годы. Задачи, поставленные в концепции, направлены на преобразование энергетики Казахстана в высокотехнологичную, наукоемкую, динамично развивающуюся отрасль, которая стала бы надежной основой для форсированного и устойчивого развития экономики и повышения благосостояния страны. В настоящее время разрабатывается государственная программа развития атомной промышленности и энергетики РК.

Знаешь ли ты?

Ткани злокачественных опухолей более чувствительны к облучению, чем здоровые ткани. Это позволяет лечить раковые заболевания при помощи γ -излучения (радиационная терапия), которое получают обычно с помощью радиоактивного изотопа кобальта-60.

Излучение направляют на пораженный опухолью участок тела больного. Во время сеанса все остальные части тела больного должны быть тщательно закрыты непроницаемым для излучения материалом, чтобы предотвратить разрушение здоровых тканей.



Изотопы — разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра с различными массами.

Радиоактивность — явление самопроизвольного превращения атомов одних элементов в атомы других элементов.

Каждый радиоактивный элемент характеризуется периодом полураспада, т. е. временем, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества. Процесс превращения ядер одних элементов в ядра других называется *ядерной реакцией*.



1. Что такое *изотопы*? Назовите изотопы водорода.
2. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
3. Каков состав ядер изотопов ^{12}C и ^{13}C , ^{14}N и ^{15}N ?
4. Какие процессы называют ядерными реакциями? Какому правилу подчиняется написание уравнений таких реакций?
5. Кто впервые осуществил ядерный синтез?
6. Что такое *радиоактивность*?
7. Чем отличаются ядерные реакции от химических реакций?
8. Что такое *период полураспада*?
9. Почему в земных условиях не происходят ядерные реакции?
10. Чем отличается ядерный распад от ядерного синтеза?
11. Для каких целей применяют изотопы?
12. В каких целях используют ядерные реакции?



13. Изотоп бериллия ${}^9\text{Be}$, поглощая одну α -частицу и испуская нейтрон, превращается в изотоп другого элемента. Какой элемент образуется? Напишите уравнение ядерной реакции.
14. Астат At был получен в 1940 году при облучении изотопов ${}^{209}\text{Bi}$ альфа-частицами. Какой изотоп асата образуется в этой ядерной реакции, если возбужденное ядро атома висмута (после поглощения альфа-частицы) выбрасывает два нейтрона? Напишите уравнение этой ядерной реакции.
15. Один из несуществующих в природе химических элементов резерфордий ${}^{260}\text{Rf}$ был получен при облучении ${}^{249}\text{Pu}$ ядрами неона ${}^{22}\text{Ne}$ в мощном ускорителе (1964 г., Россия, г. Дубна). Какие частицы, кроме атомов резерфордия, образуются в этой ядерной реакции? Напишите это уравнение.

Решение задач на тему: “Нахождение химической формулы соединений по массовой доле атомов химических элементов в составе”

Задача 1. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 81,8% углерода и 18,2% водорода. Относительная плотность вещества по азоту равна 1,57.

Дано:

$$\omega(\text{C}) — 81,8\%$$

$$\omega(\text{H}) — 18,2\%$$

$$D_{N_2}(\text{C}_x\text{H}_y) — 1,57.$$

Найти:

$$\text{C}_x\text{H}_y — ?$$

Решение.

1. Запишем условие задачи.

2. Вычислим относительную молекулярную массу $M_r(\text{C}_x\text{H}_y)$ по относительной плотности:

$$M_r = D_{N_2} \cdot M_r(\text{N}_2),$$

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 1,57 \cdot 28 = 43,96 = 44.$$

3. Находим индексы x и y по формуле $\frac{\omega(\text{Э})}{A_r(\text{Э})}$:

$$x : y = \frac{\omega(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{A_r(\text{H})};$$

$$x : y = \frac{0,818}{12} : \frac{0,182}{1} = 0,068 : 0,182 = 3 : 8.$$

4. Запишем формулу углеводорода, содержащего 3 атома углерода и 8 атомов водорода: C_3H_8 .

Задача 2. Найти формулу вещества, содержащего 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода.

Дано:

$$\omega(\text{Na}) — 43,4\%$$

$$\omega(\text{C}) — 11,3\%$$

$$D_{N_2}(\text{O}) — 45,3\%$$

Найти:

$$\text{Na}_x\text{C}_y\text{H}_z — ?$$

Решение.

1. Запишем условие задачи.

2. Находим индексы x , y , z по формуле $\frac{\omega(\text{Э})}{A_r(\text{Э})}$:

$$x : y : z = \frac{43,4}{23} : \frac{11,3}{12} : \frac{45,3}{16} = 1,88 : 0,94 : 2,82.$$

3. Чтобы получить целые цифры, все значения делим на 0,94:

$$x : y : z = \frac{1,88}{0,94} : \frac{0,94}{0,94} : \frac{2,82}{0,94} = 2 : 1 : 3.$$

Ответ: Na_2CO_3 .



- 1. Найдите формулу углеводорода, в котором содержится 14,29% водорода, а его относительная плотность по азоту равна 2.

Ответ: C_4H_8 .

- 2. Массовая доля углерода в углеводороде — 87,5%, а относительная плотность углеводорода по воздуху равна 3,31. Определите формулу вещества.

Ответ: C_7H_{12} .

- 3. Установите молекулярную формулу вещества, если массовая доля углерода в нем составляет 26,67%, водорода — 2,22%, кислорода — 71,11%. Относительная плотность вещества при нормальных условиях равна 4,02.

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$.





ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§4. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Сегодня на уроке:

- обобщим знания о периодическом законе и периодической системе химических элементов в свете учения о строении атома.

Ключевые понятия

- периоды
- группы
- подгруппы
- ряды

Менделеев считал, что основной характеристикой элементов является их атомная масса и в 1869 г. впервые сформулировал периодический закон: *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.*

Современная формулировка периодического закона химических элементов звучит так: *Свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.*

На основании этого закона и была построена периодическая система химических элементов.

Один из вариантов периодической системы представлен в учебнике. Таблица разделена на периоды, ряды, группы, подгруппы. Каждый химический элемент имеет порядковый номер, атомную массу, название, химический символ.

В периодической системе каждый период начинается элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют один электрон, — атомами щелочных металлов, и заканчивается элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют 2 (в 1-м периоде) или 8 электронов (во всех последующих) — атомами благородных газов. Новый период начинается тогда, когда начинает заполняться новый энергетический уровень.

В периодической системе *s*-элементов — 14, *p*-элементов — 36, *d*-элементов — 40, *f*-элементов — 28. Элементы одного типа имеют ряд общих химических свойств.

Группы делятся на две подгруппы: *главную* и *побочную*. Главную подгруппу образуют *s*- и *p*-элементы. Для главной подгруппы номеру группы соответствует число электронов на внешнем энергетическом

уровне. Как правило, высшая положительная степень окисления элементов также равна номеру группы. Исключением является фтор — его степень окисления равна -1 ; из элементов VIII группы степень окисления $+8$ известна только для осмия, рутения и ксенона.

Знаешь ли ты?

Облака Венеры состоят в основном из 75—80% -ной серной кислоты. Капельки раствора серной кислоты образуются под действием солнечного света из водяного пара и соединений серы.

В главных подгруппах расположены как металлы, так и неметаллы. *d*- и *f*-элементы образуют побочную подгруппу (рис. 11).

Химические свойства элементов главных и побочных подгрупп значительно различаются. Например, в VII группе главную подгруппу составляют неметаллы F, Cl, Br, I, At, побочную — металлы Mn, Tc, Re. Таким образом, подгруппы объединяют наиболее сходные между собой элементы. В VIII группе размещены благородные газы.

Как же изменяются свойства простых веществ в зависимости от положения в периодической системе?

В периодах слева направо происходит ослабление металлических свойств, усиление неметаллических. Кроме того, в этом направлении увеличиваются заряд ядра, число внешних электронов, электроотрицательность, окислительные свойства простых веществ, кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов. Уменьшается радиус атомов, ослабевают восстановительные свойства простых веществ, основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

Периоды	Г Р У П П Ы									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
III	11 Na $+11 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 1 \end{array} \right)$	12 Mg $+12 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	13 Al $+13 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 3 \end{array} \right)$	14 Si $+14 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 4 \end{array} \right)$	15 P $+15 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 5 \end{array} \right)$	16 S $+16 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 6 \end{array} \right)$	17 Cl $+17 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 7 \end{array} \right)$	18 Ar $+18 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 8 \end{array} \right)$		
IV	19 K $+19 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 8 \\ 1 \end{array} \right)$	20 Ca $+20 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 8 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	21 Sc $+21 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 9 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	22 Ti $+22 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 10 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	23 V $+23 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 11 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	24 Cr $+24 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 12 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	25 Mn $+25 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 13 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	26 Fe $+26 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 14 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	27 Co $+27 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 15 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	28 Ni $+28 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 16 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$
	29 Cu $+29 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	30 Zn $+30 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	31 Ga $+31 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 3 \end{array} \right)$	32 Ge $+32 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 4 \end{array} \right)$	33 As $+33 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 5 \end{array} \right)$	34 Se $+34 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 6 \end{array} \right)$	35 Br $+35 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 7 \end{array} \right)$	36 Kr $+36 \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\) \\) \\ 2 \\ 18 \\ 8 \end{array} \right)$		

Рис. 11. Строение атомов элементов III и IV периодов

Знаешь ли ты?

Если 100 млн. атомов водорода расположить рядом друг с другом, то они образуют цепь длиной всего лишь 1 см.

В группах сверху вниз усиливаются металлические свойства, ослабляются неметаллические.

Очевидно, что металлические свойства наиболее ярко выражены у франция, затем у цезия; неметаллические — у фтора, затем — у кислорода. В этом же направлении увеличиваются заряд ядра, радиус атомов, восстановительные свойства простых веществ, основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов. Уменьшаются прочность связи электронов с ядром, электроотрицательность, окислительные свойства простых веществ, кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов, устойчивость водородных соединений (рис. 12). Наблюдаются закономерности и для соединений.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения; всего существует восемь форм кислородных соединений. В периодической системе их часто изображают общими формулами, расположенными под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов: $\text{Э}_2\text{O}$, ЭO , $\text{Э}_2\text{O}_3$, ЭO_2 , $\text{Э}_2\text{O}_5$, ЭO_3 , $\text{Э}_2\text{O}_7$, ЭO_4 , где Э — элемент данной группы.

Элементы главных подгрупп, начиная с IV группы, образуют газообразные водородные соединения, форм таких соединений 4. Их также изображают общими формулами в последовательности ЭH_4 , ЭH_3 , $\text{H}_2\text{Э}$, HЭ . Формулы водородных соединений располагаются под элементами главных подгрупп и относятся только к ним.

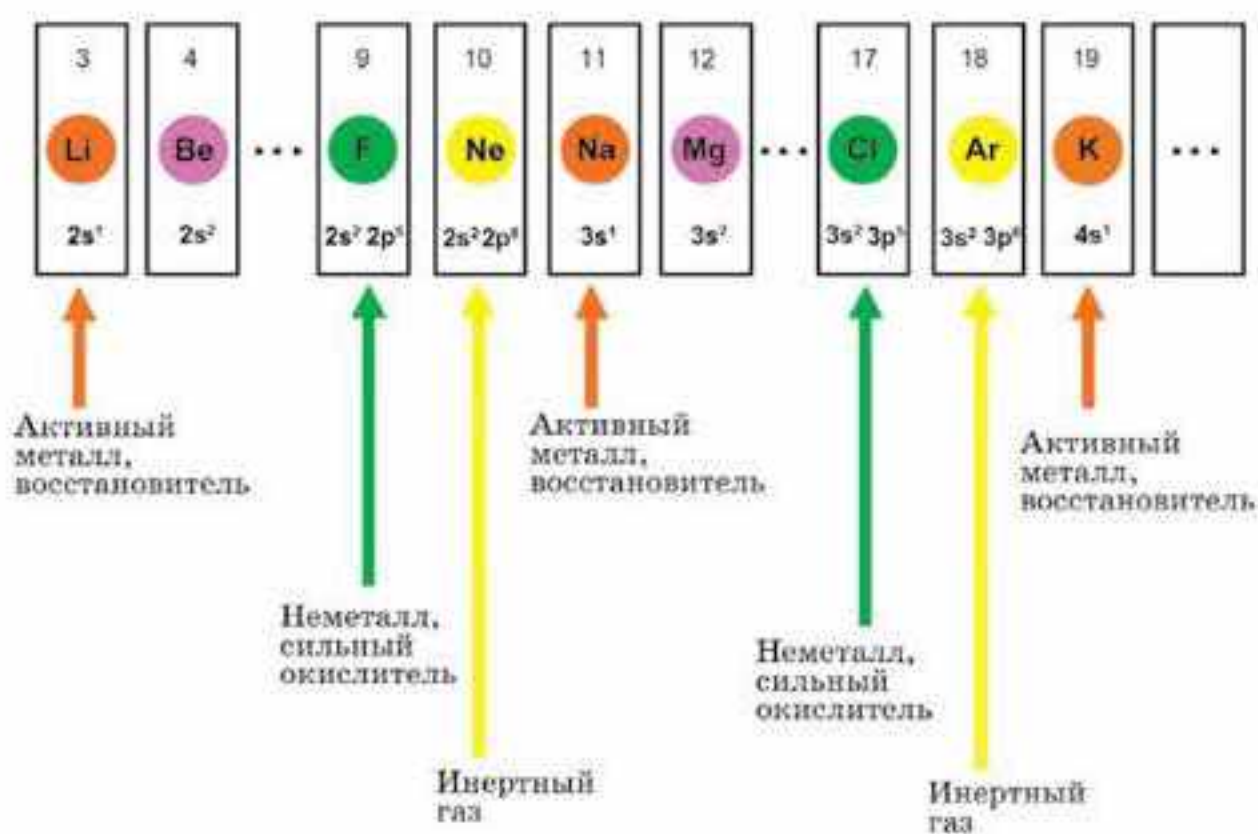


Рис. 12. Изменение свойств элементов



Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов. Возрастание положительных зарядов атомных ядер элементов от 1 до 118 обуславливает периодическое повторение строения внешнего энергетического уровня. Поскольку свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем уровне, то и они периодически повторяются. В этом заключается физический смысл периодического закона.

◆ Современные достижения науки позволяют по достоинству оценить ту огромную роль, которую сыграло открытие Д. И. Менделеева в познании тайн природы. Периодический закон открыл путь к изучению строения атома. Опираясь на периодический закон, ученые могли получать вещества с заданными свойствами, открывать ранее неизвестные и синтезировать новые химические элементы. Периодический закон позволил ученым строить гипотезы о рождении и превращении химических элементов во Вселенной, в недрах Солнца и звезд.

Периодический закон — объективный закон природы. Он отражает материальность мира, его единство и развитие. Все элементы находятся во взаимном родстве. Свойства каждого из них подчиняются единому порядку.

Открытие закона показывает, что мир познаваем и нет предела процессу познания тайн природы. В свою очередь, периодический закон является в настоящее время важнейшим инструментом познания. Он в значительной степени определяет развитие химии, геологии и астрономии, атомной и ядерной физики, химической технологии, металлургии, медицины и др.

Периодический закон является путеводной звездой для научного предвидения во многих областях естественных наук.

Периодический закон направляет мысль ученых к познанию тайн строения атомов и превращений элементов. Искусственно полученный в 1955 г. американским физиком Г. Сиборгом химический элемент № 101 был назван менделевием (Md) в честь великого русского ученого Д. И. Менделеева.

В результате физических и химических исследований открыт новый вид энергии колоссальной силы — атомной. Овладение этой энергией может принести большую пользу человечеству, так же как и невозполнимые потери, если ее использовать во зло или обращаться с ней неграмотно. Пример тому — последствия ядерных взрывов в городах Хиросиме и Нагасаки в Японии, трагедия на Чернобыльской АЭС в Советском Союзе, последствия от взрывов на Семипалатинском ядерном полигоне в Казахстане, а также катастрофа на АЭС «Фукусима-1» (2011 г.).



Свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер. На основании этого закона и была построена периодическая система химических элементов.

В периодах слева направо происходит ослабление металлических свойств, усиление неметаллических. Кроме того, в этом направлении увеличиваются заряд ядра, число внешних электронов, электроотрицательность, окислительные свойства простых веществ, кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов. Уменьшается радиус атомов, ослабевают восстановительные

свойства простых веществ, основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах сверху вниз усиливаются металлические свойства, ослабляются неметаллические.



1. Что такое *период*? Какие периоды существуют?
2. Что такое *группа*? Как подразделяется группа?
3. Как изменяются металлические свойства в периодах и группах?
4. Что такое *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы? Приведите по два примера.
5. Определите, о каком элементе идет речь, если он находится:
 - а) в 3-м периоде, IV группе, главной подгруппе;
 - б) в 4-м периоде, II группе, побочной подгруппе;
 - в) в 5-м периоде, VII группе, главной подгруппе.
6. Определите, в каком периоде и группе, подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами: 6, 18, 22, 35, 46, 80.
7. Определите наиболее металлический элемент:
 - а) в 3-м периоде; б) в 5-м периоде; в) в I группе; г) во II группе.
8. Определите наиболее неметаллический элемент:
 - а) во 2-м периоде; б) в 4-м периоде; в) в V группе; г) в VII группе.
- 1. Элемент образует высший оксид RO_2 , в летучем водородном соединении массовая доля водорода равна 25%. Определите этот элемент.
- 2. Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 28% металла, 24% серы и 48% кислорода по массе.
- 3. В сплаве алюминия с цинком массовая доля более легкого металла равна 0,4. Какой объем (н. у.) водорода выделится при обработке 500 мг такого сплава избытком соляной кислоты?

Ответ: 0,35 г.

§ 5. ВАЛЕНТНОСТЬ И ВАЛЕНТНЫЕ ВОЗМОЖНОСТИ АТОМОВ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим понятие "валентность" и валентные возможности атомов.

Ключевые понятия

- валентность
- донор
- акцептор

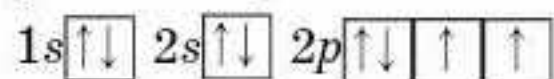
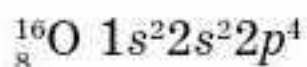
Строение наружных энергетических уровней атомов химических элементов определяет в основном свойства их атомов. Электроны этих уровней, а иногда и предвнешних уровней могут принимать участие в образовании химических связей. Такие электроны также называют *валентными*.

Для того чтобы верно оценить валентные возможности атомов химических элементов, нужно рассмотреть распределение электронов в них по энергетическим уровням и подуровням и определить число неспаренных электронов

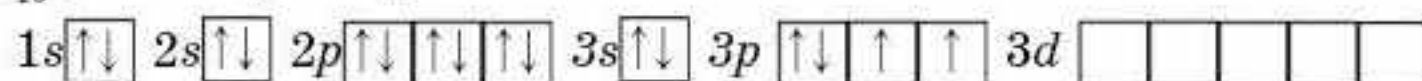
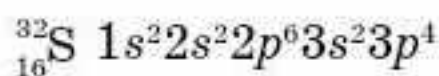
для невозбужденного и возбужденного состояния атома. Атом в возбужденном состоянии обозначают соответствующим символом элемента со звездочкой (Э^*).

Атомы кислорода O и серы S имеют одинаковую конфигурацию внешнего электронного слоя — $ns^2 np^4$, так как кислород и сера находятся

в главной подгруппе VI группы. В основном (невозбужденном) состоянии атомы кислорода и серы имеют по два неспаренных электрона на внешнем электронном слое:



Кислород всегда является двухвалентным.



Сера является двухвалентной.

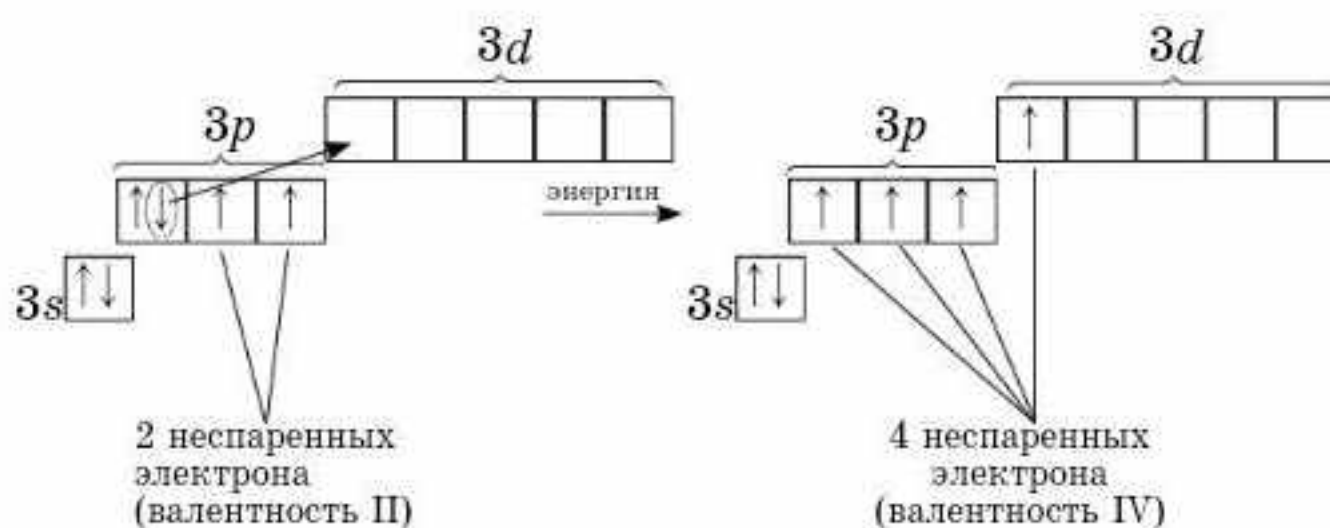
И потому в основном состоянии кислород и сера имеют одинаковую валентность, равную II.

Атом кислорода при образовании химических связей не может перейти в возбужденное состояние, потому что на втором уровне нет свободных орбиталей (отсутствует *d*-подуровень), что и является причиной постоянной валентности кислорода во всех соединениях.

В отличие от атомов кислорода атом серы имеет *свободные 3d-ячейки*, на которые могут переходить электроны (схема 1). Этот *3d*-подуровень находится достаточно близко по энергии к внешнему *3p*-подуровню атома серы. При поглощении даже небольшой порции энергии один из *3p*-электронов может переходить на *3d*-подуровень.

Схема 1

Возбужденное состояние атома серы

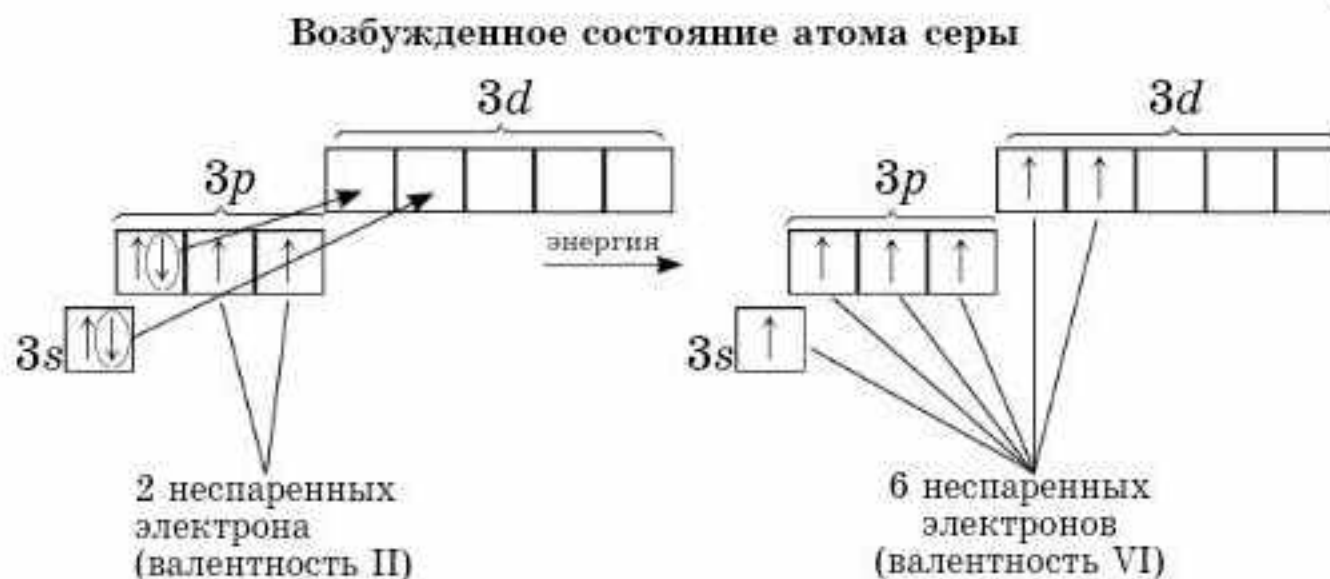


Таким образом, на внешнем уровне возбужденного атома серы оказывается уже 4 неспаренных электрона. Атом серы проявляет валентность, равную IV.

Дальнейшее возбуждение атома серы (которое требует уже гораздо больше энергии) ведет к переходу одного из *3s*-электронов на *3d*-уровень (схема 2). В результате атом серы получает шесть неспаренных электронов, и ее валентность достигает VI.

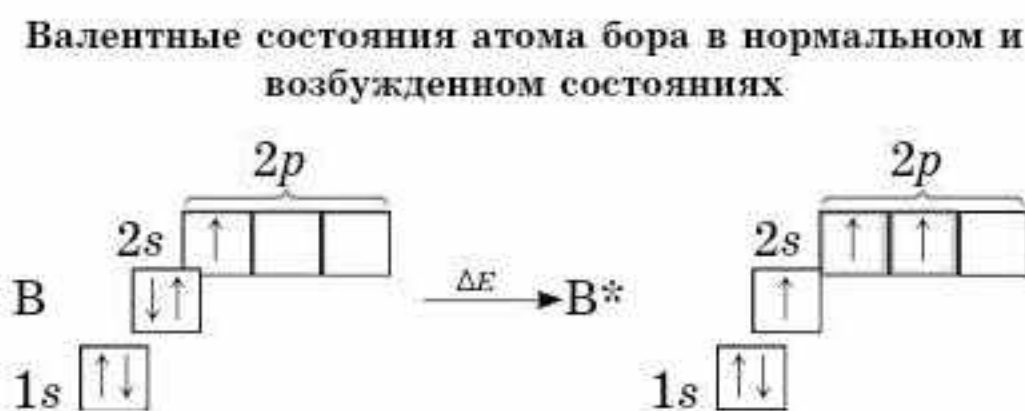
Есть еще один вид валентной возможности атомов — это наличие неподеленных электронных пар (образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму).

Схема 2

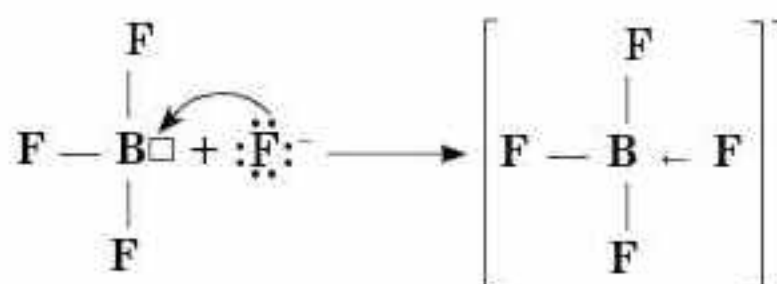


Для объяснения рассмотрим электронную конфигурацию атома бора в основном состоянии: ${}_{5}\text{B } 1s^2 2s^2 2p^1$. Атом бора в основном состоянии содержит один неспаренный электрон, т. е. он одновалентен. Однако для бора нехарактерно образование соединений, в которых он одновалентен. При возбуждении атома бора происходит переход одного $2s$ -электрона на $2p$ -орбиталь. Атом бора в возбужденном состоянии имеет 3 неспаренных электрона и может образовывать соединения, в которых его валентность равна трем.

Схема 3

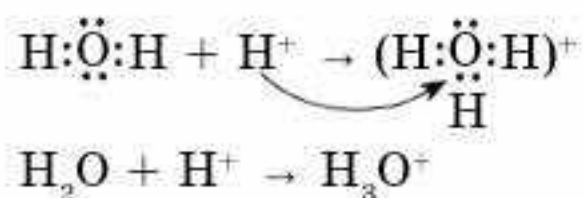


Благодаря наличию в атоме бора одной свободной $2p$ -орбитали, бор в соединениях может образовывать четвертую ковалентную связь, выступая в роли акцептора электронной пары. На схеме показано, как происходит взаимодействие молекулы BF_3 с ионом F^- , в результате которого образуется ион $[\text{BF}_4]^-$, в котором бор образует четыре ковалентные связи:





Атом кислорода при образовании иона гидроксония предоставляет общую электронную пару, т. е. является донором, а ион водорода — акцептором. В таком случае валентность кислорода равна трем:




Итак, валентные возможности атомов химических элементов определяются:

- 1) числом неспаренных электронов (одноэлектронных орбиталей);
- 2) наличием свободных орбиталей;
- 3) наличием неподеленных пар электронов.



Строение наружных энергетических уровней атомов химических элементов определяет в основном свойства атомов. Валентные возможности атомов определяются числом неспаренных электронов, наличием свободных орбиталей, наличием неподеленных пар электронов.

 Элементы в составе Солнца
<ol style="list-style-type: none"> 1. Водород 2. Гелий 3. Кислород 4. Углерод 5. Железо 6. Неон 7. Азот 8. Кремний 9. Магний 10. Сера



1. Что является причиной переменной валентности многих элементов?
2. Чем объясняется существование элементов с постоянной валентностью?
3. Чему равно максимальное число неспаренных электронов в возбужденном состоянии атомов для большинства элементов?
4. Какими тремя факторами определяются валентные возможности атомов химических элементов?
5. Поясните, почему в атомах фосфора, серы и хлора максимальная валентность совпадает с номером группы, а в атомах азота, кислорода и фтора она меньше номера группы?
6. Определите максимальную валентность азота и фосфора в соединениях.
7. Атом элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Укажите номер периода, номер группы и максимальную степень окисления элемента.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

§6. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам.

Ключевые понятия

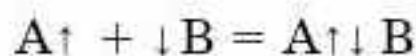
- электроотрицательность
- обменный механизм
- донорно-акцепторный механизм
- полярная ковалентная связь
- неполярная ковалентная связь
- диполь
- полярность молекулы
- полярность связи
- гомолитический разрыв ковалентной связи
- гетеролитический разрыв ковалентной связи

Химическая связь — это электростатическое взаимодействие, которое объединяет отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, кристаллы и т. д.). Образование химической связи — процесс самопроизвольный и всегда сопровождается выделением энергии, так как полная энергия молекулы (или другой многоатомной системы) всегда меньше суммарной энергии изолированных атомов. В этом состоит основная причина образования химической связи. Различают четыре типа химических связей: *ионную, ковалентную, металлическую и водородную.*

Химическая связь, образованная посредством общих электронных пар, называется ковалентной связью. Слово “ковалентная” означает “совместно валентная”.

Теорию ковалентной связи предложил в 1916 г. американский ученый Гильберт Льюис. За счет ковалентной связи образуется большинство молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток. Существует два механизма образования ковалентной связи: *обменный и донорно-акцепторный.*

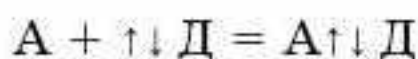
Обменный механизм действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счет объединения неспаренных электронов:



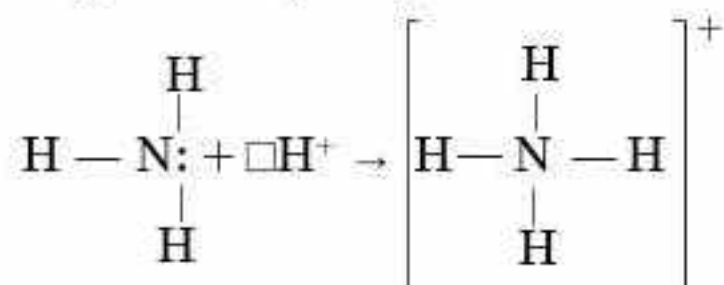
При образовании связи по **донорно-акцепторному** механизму один из атомов выступает в роли донора электронов, другой — в роли акцептора. Акцептор предоставляет свободную орбиталь, а донор — не-



поделенную электронную пару. Ковалентная связь образуется за счет перехода уже существующей электронной пары в общее пользование донора и акцептора:



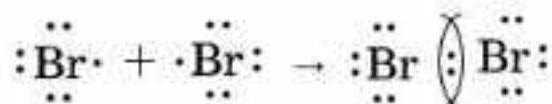
Катион аммония образуется по донорно-акцепторному механизму. Азот в молекуле аммиака имеет неподеленную пару электронов, поэтому он выступает в роли донора. Катион водорода имеет свободную орбиталь и выступает в роли акцептора:



В результате в ионе аммония четыре ковалентные связи Н – N, три из них образованы по обменному механизму, а одна — по донорно-акцепторному, но несмотря на это, все связи равноценны.

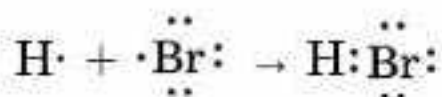
Типы ковалентной связи. По степени смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть *полярной* и *неполярной*.

Образование неполярной ковалентной связи рассмотрим на примере образования молекулы брома:



При образовании молекулы хлора общие электронные пары не смещены ни к одному из атомов, так как эти атомы имеют одинаковую электроотрицательность (ЭО). Электронная плотность связи находится на одинаковом расстоянии от ядер химически связанных атомов хлора. *Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют неполярной.* Посредством ковалентной неполярной связи образованы молекулы простых веществ-неметаллов, таких как H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 и др.

Рассмотрим механизм образования полярной ковалентной связи на примере бромистого водорода HBr. За счет обобществления неспаренных электронов брома и водорода образуется молекула бромистого водорода. Возникающая при этом обобществленная электронная пара будет смещена к более электроотрицательному бромю.



В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент (ЭО Br (2,8), накапливается избыток отрицательного заряда ($\text{Br}^{\delta-}$), а где менее электроотрицательный элемент (ЭО H (2,1) — избыток положительного заряда ($\text{H}^{\delta+}$), такие молекулы называются *полярными*.

Химическая связь, образованная атомами, электроотрицательность которых отличается незначительно, называется ковалентной

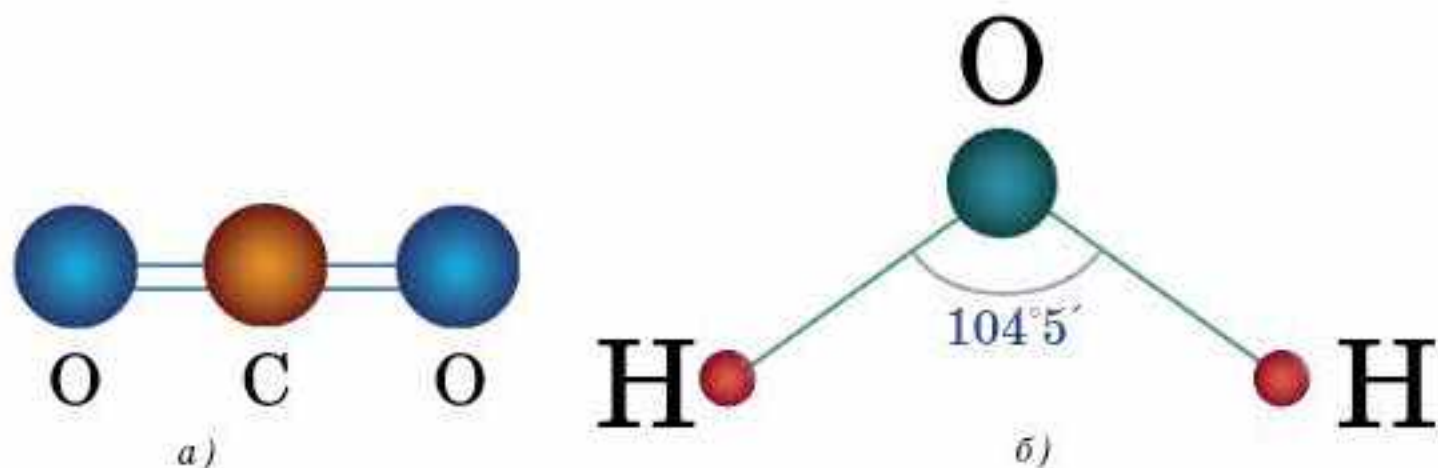


Рис. 13. а) линейная форма молекулы CO_2 ; б) угловая форма молекулы H_2O

полярной связи. Надо отметить, что в обоих случаях ковалентная связь образована по обменному механизму.

Следует различать полярность молекулы и полярность связи. Полярность связи зависит от значений электроотрицательности связанных атомов, а полярность молекулы зависит и от полярности связи, и от геометрии молекулы. Например, связи в молекуле углекислого газа CO_2 будут полярными, а молекула не будет полярной, так как имеет линейное строение (рис. 13).

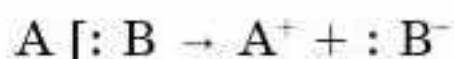
Молекула воды H_2O полярна, так как образована с помощью двух ковалентных полярных связей $\text{H}-\text{O}$ и имеет угловую форму (рис. 13). Валентный угол HOH составляет $104^\circ 5'$, поэтому у атома кислорода с частичным отрицательным зарядом δ^- и двумя неподеленными электронными парами формируется отрицательный полюс молекулы, а у атомов водорода с зарядом δ^+ — положительный.

Диполь — электронейтральная система, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга.

Гомолитический и гетеролитический разрыв ковалентной связи. Разрыв ковалентной связи может происходить двумя способами, обратными механизмами ее образования. Разрыв связи, при котором каждый атом получает по одному электрону из общей пары, называется *гомолитическим*:



В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон. Такие частицы называются *свободными радикалами*. Если при разрыве связи общая электронная пара остается у одного атома, то такой разрыв называется *гетеролитическим*. В результате гетеролитического разрыва образуются разноименно заряженные ионы — катион и анион:





Гомолитический разрыв более характерен для неполярных и слабополярных связей, а гетеролитический — для полярных.



Существуют два механизма образования ковалентной связи: *обменный* и *донорно-акцепторный*. Химическая связь, образованная посредством общих электронных пар, называется *ковалентной связью*. При образовании связи по донорно-акцепторному механизму один из атомов выступает в роли донора электронов, другой — в роли акцептора. Акцептор предоставляет свободную орбиталь, а донор — неподеленную электронную пару.

По степени смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть *неполярной* и *полярной*. Полярность связи зависит от значений электроотрицательности связанных атомов, а полярность молекулы зависит и от полярности связи, и от геометрии молекулы. В результате гомолитического разрыва образуются свободные радикалы. В результате гетеролитического разрыва образуются разноименно заряженные ионы — *катион* и *анион*.



- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.
- 6.
- 7.
- 8.
- 9.
- 10.
- 11.
- 1.
- 2.

диполь
гомолитический и гетеролитический разрыв ковалентной связи
свободные радикалы

Ответ:

Ответ:

§7. ХАРАКТЕРИСТИКИ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

Важнейшими характеристиками ковалентной связи являются: 1) энергия; 2) длина; 3) направленность; 4) насыщенность; 5) полярность. Рассмотрим первые четыре характеристики ковалентной связи (полярность была рассмотрена выше).

Сегодня на уроке:

- рассмотрим важнейшие характеристики ковалентной связи;
- поймем образование двойных и тройных связей.

Ключевые понятия

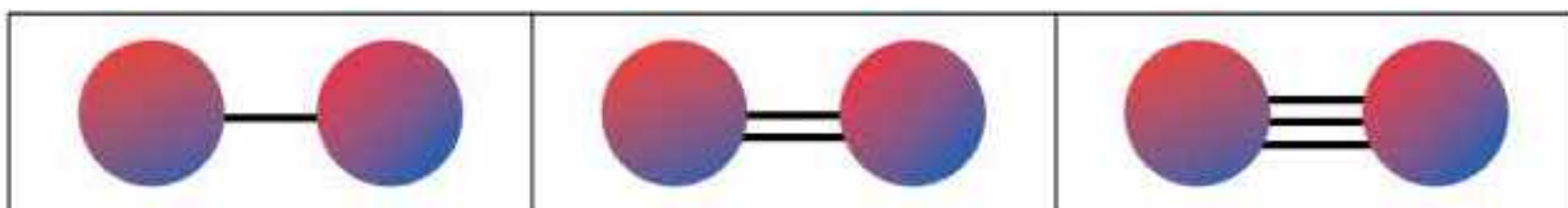
- характеристики ковалентной связи:
 - 1) энергия;
 - 2) длина;
 - 3) направленность;
 - 4) насыщенность;
 - 5) полярность;
 - 6) кратность связи;
 - 7) кристаллические решетки.

Энергия химической связи — это энергия, которая выделяется при ее образовании. Данная энергия равна энергии, требующейся для разделения молекулы на отдельные атомы. Энергия связи измеряется в кДж/моль и является мерой прочности связи: чем больше энергия связи, тем она прочнее. Энергия химической связи зависит от кратности, длины и способа перекрывания атомных орбиталей.

Длина связи — межъядерное расстояние (рис. 14). Чем это расстояние короче, тем прочнее химическая связь. Например, в ряду молекул NH_3 , PH_3 , AsH_3 длина связи элемент — водород возрастает, а ее энергия последовательно уменьшается (390,8; 328,9 и 319,2 кДж/моль соответственно).

Кратность связи между данными атомами равна числу их обобществленных электронных пар. По числу общих электронных пар

(т. е. по кратности) различают одинарные, двойные и тройные ковалентные связи:



Одинарные: H_2 H—H	Двойные: CO_2 O=C=O	Тройные: N_2 N≡N
Длина связи 0,145 нм	Длина связи 0,125 нм	Длина связи 0,1098 нм
Энергия связи 58,5 кДж/моль	Энергия связи 456 кДж/моль	Энергия связи 945 кДж/моль
$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$	$\text{HC}_2 = \text{CH}_2$	$\text{HC} \equiv \text{CH}$
Длина связи 0,154 нм	Длина связи 0,134 нм	Длина связи 0,120 нм
Энергия связи 360 кДж/моль	Энергия связи 712 кДж/моль	Энергия связи 962 кДж/моль

Если между двумя атомами в молекуле возникают кратные связи (двойные или тройные), одна из связей будет σ -связью, т. е. образованной перекрыванием электронных облаков вдоль оси (“осевой линии”), соединяющей ядро атомов, а все остальные — π -связями, т. е. образованными перекрыванием электронных облаков по обе стороны от оси соединения атомов. В молекуле этилена C_2H_4 между



атомами углерода имеется двойная связь $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$. Одна из них, более прочная, является σ -связью, вторая, менее прочная, является π -связью. В линейной молекуле ацетилена $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ ($\text{H}:\text{C}:::\text{C}:\text{H}$) имеются σ -связи между атомами углерода и водорода. Атомы углерода связаны одной σ -связью и двумя π -связями. Следует заметить, что энергия двойной и тройной связей больше, чем энергия одинарной связи, а длина, соответственно, меньше. По способу перекрывания электронных орбиталей ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь (табл. 7). Обычно энергия σ -связи больше, чем π -связи, так как в первом случае степень перекрывания атомных орбиталей больше; например в случае молекулы этена $E_\sigma = 347$ кДж/моль, $E_\pi = 265$ кДж/моль. Поскольку $E_\sigma < E_\pi$, в химических реакциях разрывается π -связь. Между энергией связи, ее длиной и кратностью существует определенная связь: *чем выше кратность связи, тем больше ее энергия и меньше длина.*

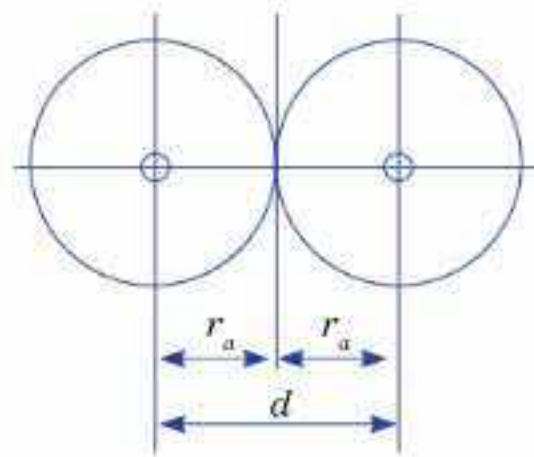


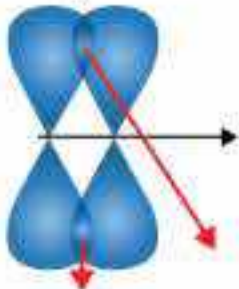
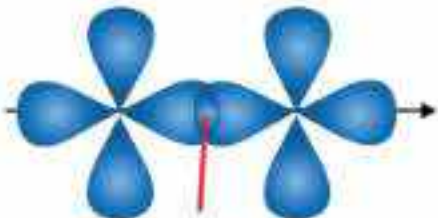
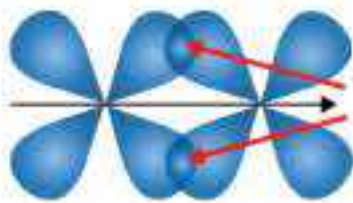


Рис. 14.
 d — длина связи

Таблица 7

Перекрывание орбиталей при образовании ковалентной связи

Ковалентная σ -связь	Ковалентная π -связь
1	2
<p>Результат перекрывания атомных орбиталей вдоль линии, которая проходит через ядра атомов. Образование σ-связи при перекрывании двух s-орбиталей.</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности. Образование δ-связи при перекрывании двух p-атомных орбиталей.</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности</p>	<p>π-связь образуется в результате перекрывания атомных орбиталей вне линии, соединяющей центры атомов. Образование π-связи при перекрывании двух p-атомных орбиталей.</p>  <p>Две зоны повышенной электронной плотности</p>
<p>Образование δ-связи при перекрывании двух d-атомных орбиталей.</p>  <p>Зона повышенной электронной плотности</p>	<p>Образование π-связи при перекрывании двух d-атомных орбиталей.</p>  <p>Две зоны повышенной электронной плотности</p>

1	2
Одна область перекрывания	Две области перекрывания
Перекрывание эффективное	Перекрывание менее эффективное
Связь прочная	Связь менее прочная

Под насыщенностью ковалентной связи понимают способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Вы уже знаете, что число ковалентных связей зависит от числа имеющихся на внешнем энергетическом уровне неспаренных электронов, наличия неподеленных электронных пар и вакантных электронных орбиталей. От насыщенности ковалентной связи зависит стехиометрия молекулярных соединений, их формульный состав, массовые соотношения элементов.

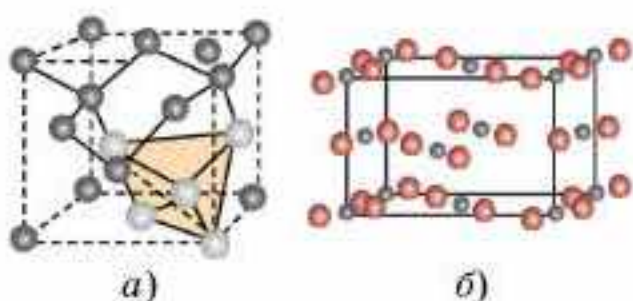


Рис. 15. Типы кристаллических решеток

а) атомные; б) молекулярные

Направленность ковалентной связи.

Каждая молекула характеризуется определенным пространственным строением (или геометрией) потому, что все атомные орбитали, кроме s-типа, обладают определенной ориентацией. Геометрию элементов некоторых атомов будем рассматривать в будущем. Все вещества с ковалентной связью, как правило, при

обычных условиях могут быть жидкостями, газами, твердыми по агрегатному состоянию; низкоплавкие, летучие. Они могут образовывать два типа кристаллических решеток: *атомные* и *молекулярные* (рис. 15). *Атомными кристаллическими решетками* называются те решетки, в узлах которых находятся атомы, между которыми образованы ковалентные связи. Пример: алмаз, графит, бор, кремний, SiC — карборунд, SiO₂ — кварц, некоторые силициды, карбиды, оксиды: Al₂O₃, Cr₂O₃; физические свойства веществ с атомной кристаллической решеткой — твердые, тугоплавкие, нелетучие, в воде нерастворимые вещества.

Молекулярными кристаллическими решетками называются те кристаллические решетки, в узлах которых находятся молекулы, между которыми слабые силы межмолекулярного взаимодействия. Большинство веществ с такой решеткой являются газами (O₂, N₂, CO₂, Cl₂); жидкостями (вода, спирт, кислоты, Br₂); твердыми веществами (нафталин, I₂, глюкоза, сахароза). Они обладают летучестью, хрупки в кристаллическом виде, имеют низкую температуру кипения и плавления. В зависимости от полярности молекул они могут быть растворимы в воде, диссоциировать, проводить электрический ток.



Энергия химической связи зависит от кратности, межъядерного расстояния и способа перекрывания атомных орбиталей. Чем короче межъядерное расстояние, тем прочнее химическая связь. По числу общих электронных пар (т. е. по кратности) различают *одинарные, двойные и тройные ковалентные связи*. Между энергией связи, ее длиной и кратностью существует определенная связь: чем выше кратность связи,

тем больше ее энергия и меньше длина. По способу перекрывания электронных орбиталей ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь. *Под насыщенностью* ковалентной связи понимают способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Каждая молекула характеризуется определенным пространственным строением (или геометрией) потому, что все атомные орбитали, кроме s-типа, обладают определенной ориентацией. Все вещества с ковалентной связью образуют атомные и молекулярные кристаллические решетки.



1. Какие свойства характерны для ковалентной связи?
 2. Чем определяется кратность связи?
 3. Что такое σ -связь и π -связь? Чем они отличаются друг от друга?
 4. Сравните ковалентную полярную и ковалентную неполярную связь.
 5. Приведите примеры неполярных молекул, имеющих ковалентные полярные связи.
 6. Чем объяснить, что такие вещества, как кислород, водород, углекислый газ, имеют низкие температуры кипения?
 7. Что подразумевается под насыщенностью и направленностью ковалентной связи?
 8. Какие свойства характерны для веществ с атомной и молекулярной кристаллической решетками?
 9. Установите тип кристаллической решетки у следующих веществ: графит, цинк, хлорид цинка, твердый диоксид углерода, сахароза.
1. Какой объем водорода (н. у.) потребуется для восстановления оксида меди (II), полученного при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?
Ответ: 4,48 л.
 2. При взаимодействии 12,8 г металла с избытком 60%-ной азотной кислоты выделяется 8,96 л (н. у.) бурого газа и образуется соль, в которой степень окисления металла равна +2. Установите, что это за металл.
Ответ: медь.

§8. ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ И ГЕОМЕТРИЯ МОЛЕКУЛ

Гибридизация атомных орбиталей — это взаимодействие (смешение) разных по типу, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с образованием гибридных орбиталей одинаковой формы и энергии.

Сегодня на уроке:

- поймем сущность и различие видов гибридизации, взаимосвязь между строениями и свойствами веществ.

Ключевые понятия

- гибридизация
- sp -, sp^2 - и sp^3 -
- геометрия молекул

При гибридизации атомные орбитали становятся одинаковыми, вследствие чего образуются равноценные связи с другими атомами и достигается их максимальное удаление друг от друга в пространстве. Существуют следующие основные типы гибридизации: sp -, sp^2 - и sp^3 .

sp -гибридизация. Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бериллия BeCl_2 . Строение атома бериллия в основном состоянии: ${}_{+4}\text{Be } 2\bar{e}, 2\bar{e}; {}_{+4}\text{Be } 1s^2 2s^2 2p^0$. Для образования двух ковалентных связей атом бериллия должен иметь два неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне. Это возможно при переходе атома в возбужденное состояние: ${}_{+4}\text{Be}^* \dots 2s^1 2p^1 \dots$. В результате гибридизации одной $2s$ -орбитали и одной $2p$ -орбитали образуются две гибридные орбитали (рис. 16), располагаются на одной линии (угол между орбиталями 180°).

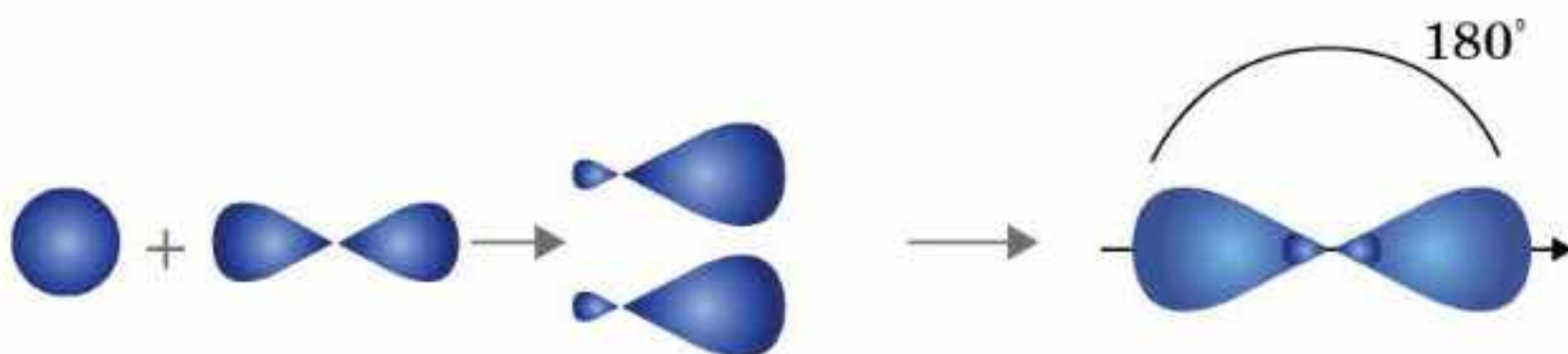


Рис. 16. Образование гибридных sp -орбиталей в атоме бериллия

sp -гибридные орбитали атома бериллия перекрываются p -орбиталями двух атомов хлора с образованием двух σ -связей (рис. 17).

Гибридные sp -облака всегда располагаются под углом 180° , поэтому для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы, характерно линейное строение. Примеры химических соединений, для которых характерна sp -гибридизация, — BeH_2 , CO_2 , HCN . Также sp -гибридизация наблюдается во всех ацетиленовых углеводородах (алкинах), карбине и некоторых других органических соединениях.



Рис. 17. Перекрывание электронных облаков в молекуле BeCl_2

sp^2 -гибридизация. Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бора BCl_3 . Валентность бора в этом соединении равна III, что соответствует числу неспаренных электронов в возбужденном состоянии атома: ${}_{+5}\text{B}^* \dots 2s^1 2p^2$. Гибридизация одной $2s$ - и двух $2p$ -орбиталей дает три гибридных облака, которые, взаимно отталкиваясь, располагаются под углом 120° (рис. 18).

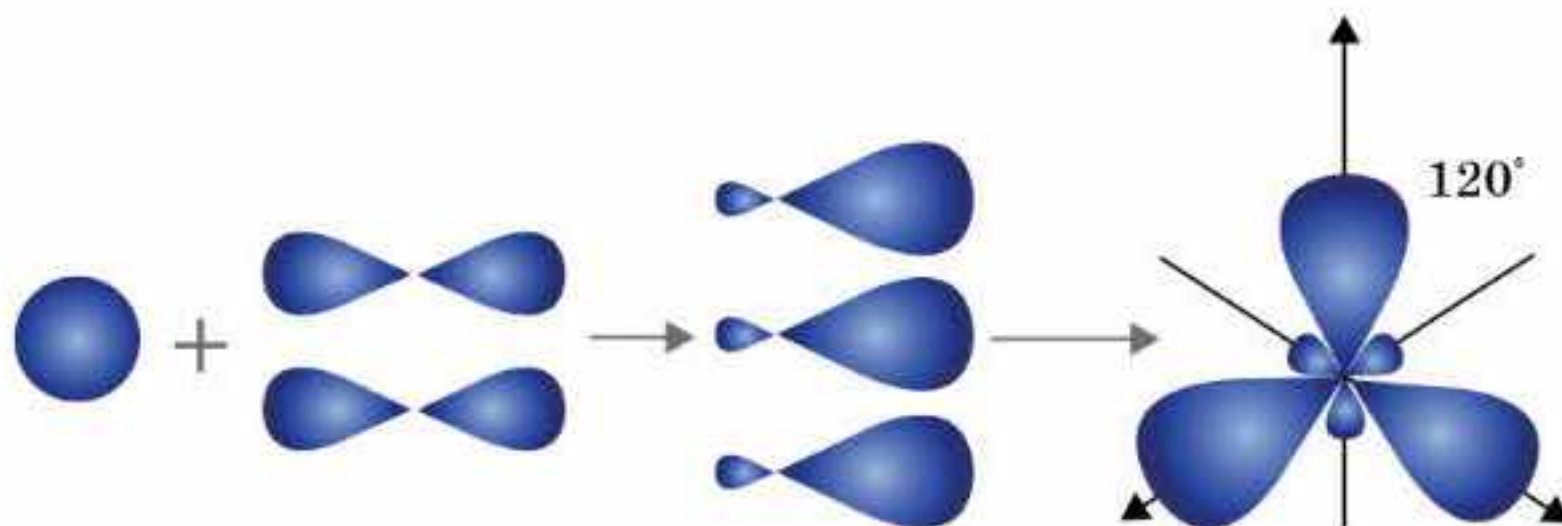


Рис. 18. Образование гибридных sp^2 -орбиталей в атоме бора

У каждого атома хлора имеется по одному валентному неспаренному p -электрону, орбитали которых перекрываются, образуя плоскостную треугольную молекулу (см. рис. 19).

Примерами других соединений, в которых имеет место sp^2 -гибридизация, являются графит и молекулы: BCl_3 , SO_3 , BF_3 , ионы: CO_3^{2-} , NO_3^- . Кроме того, sp^2 -гибридизация характерна для всех этиленовых углеводородов (алкенов), диеновых углеводородов, карбоновых кислот, ароматических углеводородов (аренов) и других органических соединений.

sp^3 -гибридизация. В состоянии sp^3 -гибридизации находится, например, атом углерода в молекуле метана CH_4 . В этом соединении атом углерода образует 4 одинарные связи, т. е. его валентность равна IV.

Такую валентность углерод имеет в возбужденном состоянии: $\text{C}^* \dots 2s^1 2p^3 \dots$ Гибридизации в данном случае подвергаются одна $2s$ -и три $2p$ -орбитали. В результате образуются четыре гибридных облака, которые располагаются в пространстве под углом $109^\circ 28'$ (рис. 19).

Каждый атом водорода имеет по одному валентному s -электрону, орбитали которого имеют сферическую форму. При перекрывании четырех гибридных орбиталей атома углерода и s -орбиталей четырех атомов водорода возникают четыре σ -связи — образуется молекула метана тетраэдрического строения (рис. 20).

Примеры соединений и частиц, для которых характерна sp^3 -гибридизация, — NH_3 , POCl_3 , NH_4^+ , H_3O^+ , алмаз и вода. Также sp^3 -гибридизация наблюдается во всех предельных углеводородах (алканы, циклоалканы), некоторых других органических соединениях. Следует иметь в виду, что не всегда пространственная конфигурация молекулы, имеющая тип sp^3 -гибридизации, соответствует тетраэдру. Например, в молекуле аммиака

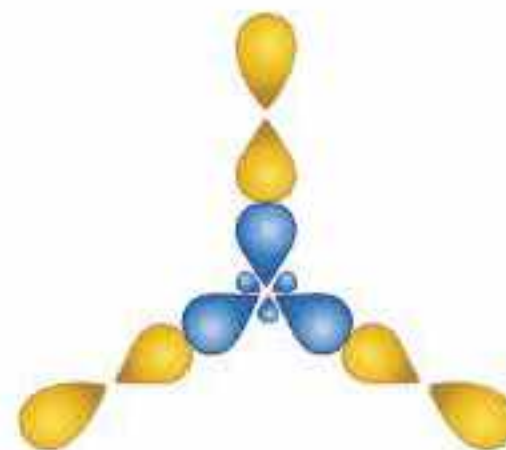


Рис. 19. Перекрывание электронных облаков в молекуле BCl_3

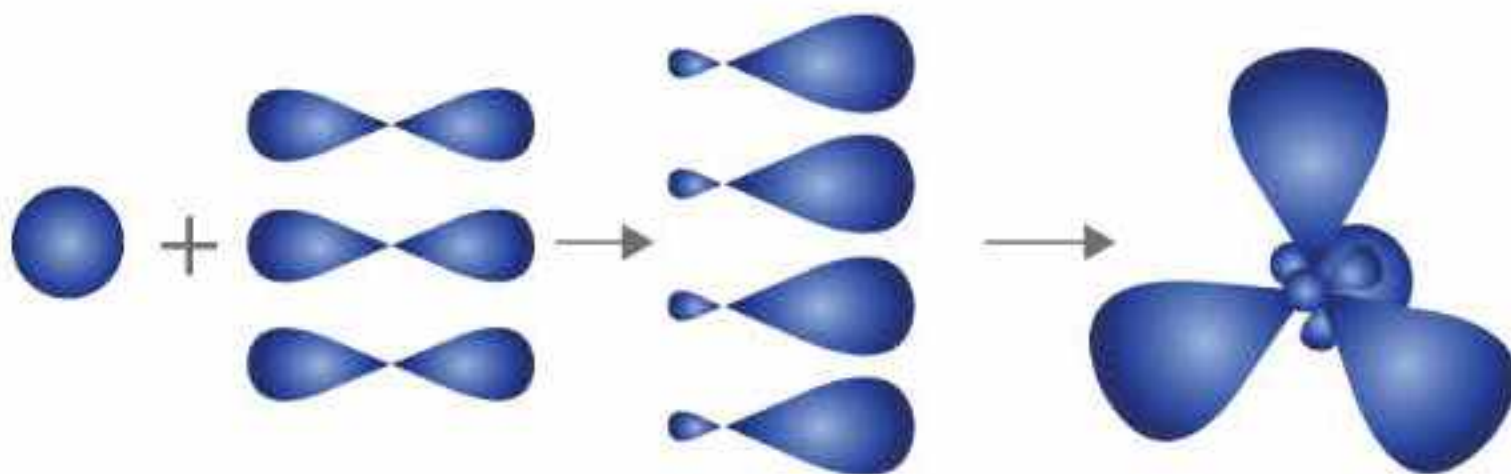


Рис. 20. Образование гибридных sp^3 -орбиталей в атоме углерода

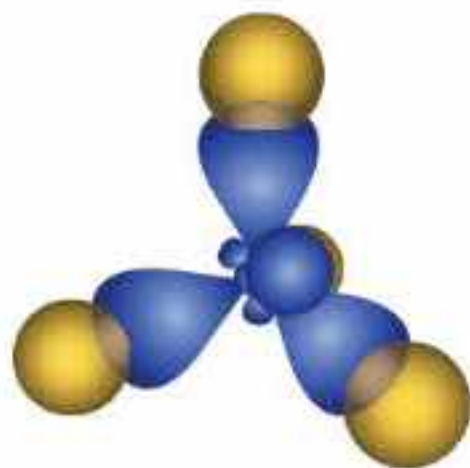


Рис. 21. Перекрывание электронных облаков в молекуле CH_4

NH_3 валентность атома азота равна III, и его пять электронов внешнего уровня занимают четыре орбитали (одну s и три p). Все они принимают участие в гибридизации (тип гибридизации — sp^3), но только три орбитали (p -орбитали) принимают участие в образовании химической связи. Тетраэдр без одной вершины превращается в пирамиду, поэтому у молекулы аммиака форма молекулы пирамидальная, угол связи искажается до $107^{\circ}30'$. В молекуле воды (H_2O) атом кислорода находится в sp^3 -гибридном состоянии, а форма

молекулы угловая, угол связи составляет $104^{\circ}27'$. Итак, в образовании ковалентных связей принимают участие “обычные” облака (s, p, d, f) и гибридные облака (sp, sp^2, sp^3 и др.). Все они имеют определенную ориентацию в пространстве, поэтому и ковалентные связи, которые образуют эти облака, также характеризуются определенной направленностью. Наиболее распространенные геометрические формы молекул различного типа представлены в таблице 8.

Таблица 8

Пространственное строение молекул различного типа

Тип молекулы	Пространственное строение	Примеры молекул
AB_2	Угловое Линейное	H_2O, H_2S, OF_2 $BeCl_2, MgBr_2, CO_2$
AB_3	Пирамидальное Треугольное	$NH_3, PCl_3, AsH_3,$ $BCl_3, AlBr_3$
AB_4	Тетраэдрическое	CH_4, CCl_4, SiH_4



Под гибридизацией понимают процесс выравнивания электронных орбиталей по форме и энергии. Существуют следующие основные типы гибридизации: sp -, sp^2 - и sp^3 . Для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы, характерно линейное строение.

Соединения, в которых имеет место sp^2 -гибридизация образуют плоскостную треугольную молекулу. Следует иметь в виду, что не всегда пространственная конфигурация молекулы, имеющей sp^3 тип гибридизации, соответствует тетраэдру. Тетраэдр без одной вершины превращается в пирамиду.



1. Что такое *гибридизация атомных орбиталей*?
2. Сколько гибридных орбиталей образуется в результате sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации?
3. Какое геометрическое строение характерно для молекул, которые содержат sp -гибридизованные атомы?
4. Какова геометрическая форма молекул типа AB_3 , которые содержат sp^2 -гибридизованный атом А?
5. Какова геометрическая форма молекул типа AB_4 , которые содержат sp^3 -гибридизованный атом А?
6. Почему ковалентные связи имеют определенную направленность? Что она обуславливает?
7. Опишите пространственную структуру следующих молекул: $AlCl_3$, PH_3 , H_2O , CaF_2 .
8. Молекула оксида углерода (IV) CO_2 имеет линейную форму. Сколько σ - и π -связей в этой молекуле? Какие электронные облака атома углерода участвуют в образовании этих связей? Является ли молекула CO_2 полярной или неполярной?

§ 9. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ И ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

Все известные химические элементы можно разделить на **металлы** и **неметаллы**.

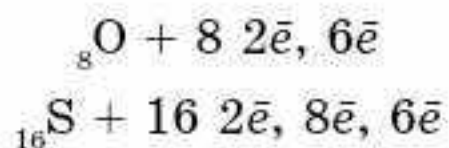
Металлы — элементы, атомы которых способны отдавать электроны.

Неметаллы — элементы, атомы которых могут принимать электроны.

При взаимодействии металла с неметаллом атом первого теряет электроны, а атом второго их присоединяет.

А что происходит, если взаимодействуют атомы двух неметаллов?

Сравним атомы серы и кислорода:



Чем слабее связаны валентные электроны с ядром, тем больше радиус атома серы. При образовании связи произойдет сдвиг электронов от серы к кислороду.

Значит, атомы разных неметаллов притягивают к себе электроны неодинаково.

Сегодня на уроке:

- поймем физический смысл понятия электроотрицательности атома;
- сможем прогнозировать на ее основе вид химической связи в соединении.

Ключевые понятия

- электроотрицательность
- полярность связи



Способность атомов элементов оттягивать к себе общие электронные пары в химических соединениях называется *электроотрицательностью* (ЭО).

Общие электронные пары образуются валентными электронами, поэтому можно сказать, что *электроотрицательность* — это способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов. *Электроотрицательность* (χ) — фундаментальное химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары. *Электроотрицательность* — химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе электроны атомов других элементов.

Относительная электроотрицательность.

Первой и наиболее известной шкалой относительной электроотрицательности является шкала Л. Полинга, полученная из термохимических данных и предложенная в 1932 г. За единицу в ней принята электроотрицательность лития. Наиболее электроотрицательным среди элементов, способных образовывать соединения, является фтор, и его электроотрицательность равна 4.

Электроотрицательность остальных элементов изменяется в пределах от 0,7 до 4.

Как правило, неметаллы имеют ЭО больше двух. У металлов значение ЭО меньше двух. Некоторые элементы (В, Si, Ge, As, Te) со значениями электроотрицательности, близкими к двум, способны проявлять промежуточные свойства. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность (табл. 9).

Электроотрицательность элементов периодической системы, как правило, последовательно возрастает слева направо в каждом периоде и *наибольшее* значение — у галогенов. Чем выше электроотрицательность, тем сильнее у элементов выражены неметаллические свойства. В пределах каждой группы, за несколькими исключениями, электроотрицательность последовательно убывает сверху вниз, следовательно, металлические свойства элементов возрастают. *Наименьшее* значение наблюдается у щелочных металлов.

Элементы с высокой и низкой электроотрицательностью являются активными.

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предсказать вид химической связи. Как вы знаете, химическая связь возникает за счет перераспределения электронов валентных орбиталей, в результате чего возникает устойчивая электронная конфигурация благородного газа, за счет образования ионов или образования общих электронных пар. При взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью образуется неполярная ковалентная связь. В этом

случае связывающие электронные пары располагаются симметрично между ядрами связывающихся атомов. В результате образуются неполярные молекулы, в которых электроны расположены симметрично относительно ядер.

Таблица 9

Таблица электроотрицательности

Группа Период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B	B	B	
1													H					
2	Li 1,0		Be 1,5		B 2,0		C 2,5		N 3,0		O 3,5		F 4,0					
3	Na 0,9		Mg 1,2		Al 1,5		Si 1,8		P 2,1		S 2,5		Cl 3,0					
4	K 0,8	Cu 1,9	Ca 1,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Sc 1,3	Ge 1,8	Ti 1,5	As 2,0	V 1,6	Se 2,4	Cr 1,6	Br 2,8	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	
5	Rb 0,8	Ag 1,9	Sr 1,0	Cd 1,7	In 1,7	Y 1,2	Sn 1,8	Zr 1,4	Sb 1,9	Nb 1,6	Te 2,1	Mo 1,8	I 2,5	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	
6	Cs 0,7	Au 2,4	Ba 0,9	Hg 1,9	Tl 1,8	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Hf 1,3	Bi 1,9	Ta 1,5	Po 2,0	W 1,7	At 2,2	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	
7	Fr 0,7		Ra 0,9															

Чаще всего встречается полярная ковалентная связь — она образуется между любыми атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно. Следовательно, в результате смещения общей электронной пары к одному из атомов проявляется полярность связи. Полярность химической связи иногда указывают символами зарядов у атомов (например, $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$, где δ — некоторая доля элементарного заряда).

Чем выше значение электроотрицательности двух атомов, тем более полярной является химическая связь между ними. Предельный случай поляризации химической связи — полный переход электронов от одного атома к другому, при этом образуются два иона, между которыми возникает ионная связь. Этот вид связи происходит между атомами элементов, электроотрицательности которых резко отличаются (между атомами металлов и неметаллов).

Давайте установим, как происходит сдвиг электронов при взаимодействии атомов хлора и серы, серы и кислорода и какая связь будет более полярна.

Хлор и сера расположены в третьем периоде. Электроотрицательность по периоду возрастает слева направо. ЭО хлора больше ЭО серы,

значит, электроны будут сдвинуты от серы к хлору. Заряд атома серы будет положительным, а хлора — отрицательным:



Проверим вывод по шкале Полинга. Электроотрицательность хлора равна 3, а электроотрицательность серы — 2,5. Хлор более электроотрицательный. Разница между электроотрицательностями элементов составляет 0,5.

Кислород и сера расположены в шестой А группе. Электроотрицательность по группе сверху вниз уменьшается. ЭО кислорода больше ЭО серы, значит, электроны будут сдвинуты от серы к кислороду. Атом серы имеет положительный заряд, а кислорода — отрицательный:



Разница между электроотрицательностями элементов составляет 0,5. Следовательно, связь между серой и кислородом будет более полярна, чем связь между серой и хлором.

Полярность молекул в значительной мере определяет свойства веществ. Полярные молекулы поворачиваются друг к другу разноименно заряженными полюсами, и между ними возникает взаимное притяжение, поэтому вещества, образованные полярными молекулами, имеют более высокие температуры плавления и кипения, чем вещества, молекулы которых неполярны.

Жидкости, молекулы которых полярны, имеют более высокую растворимость. При этом чем больше полярность молекул растворителя, тем выше растворимость в ней полярных или ионных соединений. Например, раствор хлороводорода в воде, молекулы которой полярны, хорошо проводит электрический ток. Раствор хлороводорода в бензоле не обладает заметной электропроводностью. Это указывает на отсутствие ионизации хлороводорода в бензольном растворе, так как молекулы бензола неполярны.



Электроотрицательность — химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе электроны атомов других элементов. Электроотрицательность элементов периодической системы, как правило, последовательно возрастает слева направо в каждом периоде, и *наибольшее* значение — у галогенов, а *наименьшее* — у щелочных металлов.

В пределах каждой группы, за несколькими исключениями, электроотрицательность последовательно убывает сверху вниз, следовательно, металлические свойства элементов возрастают. Чем выше значение электроотрицательности двух атомов, тем более полярной является химическая связь между ними. Предельный случай полярности



зации химической связи — полный переход электронов от одного атома к другому, между которыми возникает ионная связь.

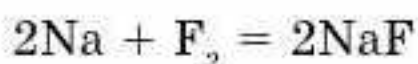


1. Что такое *электроотрицательность*? Используя шкалу электроотрицательности и периодическую таблицу, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания значений электроотрицательности: фосфор, магний, бор, цезий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.
2. Почему числовые значения электроотрицательностей атомов элементов позволяют судить о виде химической связи, возникающей между атомами? Поясните на конкретных примерах.
3. Какое соединение является более прочным и почему: а) йодид калия или йодид натрия; б) фторид натрия или хлорид натрия; в) йодид кальция или бромид кальция; г) фторид кальция или хлорид калия?

§ 10. ИОННАЯ СВЯЗЬ

Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ($\Delta \text{ЭО} > 1,7$), то общая электронная плотность переходит к атому с большей ЭО. В результате этого образуются электрически заряженные частицы. Такие частицы называются *ионами*: $A \cdot + \cdot B \rightarrow A^+ + [:B^-]$ ионы. *Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется ионной связью*. Однако при образовании ионной связи не происходит идеального (полного) перехода электронов.

Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи. В ее основе лежит электростатическое взаимодействие ионов, согласно которому атомы элементов с числом электронов в наружном слое меньше восьми присоединяют или теряют такое число электронов, которое делает наружный электронный слой таким, как у атома ближайшего инертного газа. Например, рассмотрим схему образования ионной связи во фториде натрия (рис. 22):



Электрон переходит от атома натрия к атому фтора. Оба иона — натрия и фтора — имеют устойчивые электронные конфигурации. По своим свойствам ионная связь отличается от ковалентной связи. Силы электростатического взаимодействия направлены от данного иона во все стороны, поэтому данный ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Этим обусловлены не-

Сегодня на уроке:

- поймем механизм образования ионной связи.

Ключевые понятия

- ионы
- электростатическое притяжение ионов
- ионная кристаллическая решетка

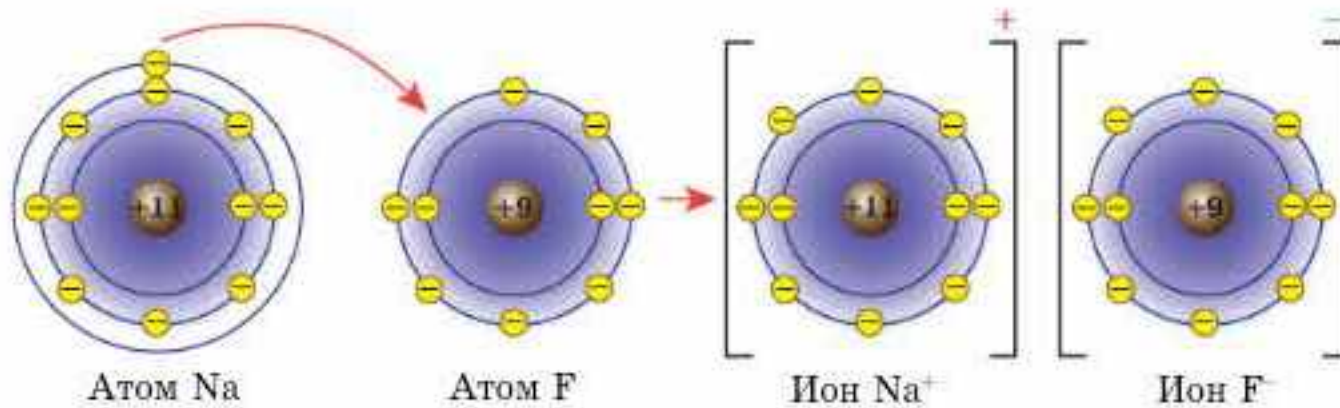


Рис. 22. Взаимодействие атомов натрия и фтора

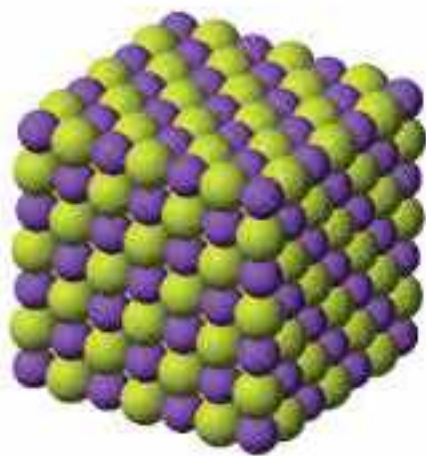


Рис. 23. Строение кристалла фторида натрия NaF

направленность и ненасыщаемость ионной связи. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом. Например, в кристаллической решетке фторида натрия NaF каждый ион натрия Na^+ окружен шестью фторид-ионами F^- , а каждый фторид-ион окружен шестью ионами натрия (рис. 23).

Таким образом, весь кристалл фторида натрия представляет собой как бы одну гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа ионов

$(\text{Na}^+ \text{F}^-)_n$, поэтому для ионных соединений понятие простых двухатомных молекул при обычных условиях теряет смысл. Существуют вещества, молекулы которых содержат и ионные, и ковалентные связи. К таким веществам относятся, например, щелочи и многие соли. Так, в молекулах гидроксида натрия NaOH и сульфата натрия Na_2SO_4 связи между атомами натрия и кислорода представляют собой ионные связи, а остальные связи (H—O в NaOH и между S—O в Na_2SO_4) — ковалентные полярные. В органических соединениях ионные связи встречаются довольно редко, т. е. атом углерода не склонен ни терять, ни приобретать электроны с образованием ионов. Тем не менее ионная связь присутствует в органических солях RCOONa^+ , ROK^+ и основаниях $\text{R}_4\text{N}^+ \text{OH}^-$. По прочности ионные кристаллические решетки уступают атомным, но превосходят молекулярные. Им свойственны сравнительно высокие температуры плавления, малая летучесть, большая твердость, проводят электрический ток в растворах и расплавах.



Ионная связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей. В ее основе лежит электростатическое взаимодействие ионов. По своим свойствам ионная связь отличается от ковалентной связи. Силы электростатического взаимодействия направлены от данного иона во



все стороны, вследствие чего данный ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Этим обусловлены ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом. По прочности ионные кристаллические решетки уступают атомным, но превосходят молекулярные. Им свойственны сравнительно высокие температуры плавления, малая летучесть, большая твердость, проводят электрический ток в растворах и расплавах.



1. Чем сходны и различны типы химической связи?
2. Определите типы химической связи в веществах, формулы которых: а) NaCl, H₂S, F₂, Al; б) H₂, NH₃, NaF, ZnO; в) HCl, Cl₂, Ca₃N₂, FeS.
3. Приведите примеры веществ с ионной связью и напишите их формулы.
4. Почему у соединений с ионным типом связи нет запаха?
5. Напишите формулы двух соединений, имеющих одновременно ионную и ковалентную связи.
6. Напишите электронные формулы следующих ионов: Ca²⁺, S²⁻. Какому атому соответствуют электронные формулы этих ионов?
7. Какие соединения, образованные элементами 3-го периода с хлором, имеют ионную связь? Составьте схемы их образования.
8. Как изменяется размер частиц при переходе от нейтрального атома к положительно заряженному иону? А при переходе от нейтрального атома к отрицательно заряженному иону?

§ 11. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Металлическая связь имеет место в металлах и сплавах. Металлы и их сплавы были известны человечеству с давних пор. Большинство химических элементов (более 90) относятся к металлам.

Металлами называют вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.

В периодической системе химических элементов металлы расположены левее и ниже условной разделительной линии, направленной от бора к астату, или достаточно вспомнить, как в ней расположены неметаллы.

У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно находится от одного до трех электронов. Например, один у натрия, два у магния и три у алюминия.

♦ У некоторых металлов на внешнем энергетическом уровне атома располагаются четыре или пять электронов. Например Sn — 5s²5p², Bi — 6s²6p³.

Сегодня на уроке:

- поймем природу металлической связи, ее влияние на физические свойства металлов.

Ключевые понятия

- металлическая связь
- металлическая кристаллическая решетка



Вступая в химические реакции, атомы металлов отдают свои валентные электроны. Легкость отдачи электронов возрастает с уменьшением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и с удалением внешнего энергетического уровня от атомного ядра.

Следовательно, с ростом порядкового номера элемента способность отдавать электроны и металличность в периодах уменьшается, а в подгруппах увеличивается.

Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов (элементы IA, IIA групп).

В химических соединениях металлы проявляют только положительные степени окисления и обладают восстановительными свойствами.

В отличие от атомов неметаллов атомы металлов обладают большим радиусом и легко отдают валентные электроны. При этом атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между положительно заряженными ионами металлов. Между этими заряженными частицами образуется особый тип химической связи — *металлическая*. Эта связь обуславливает образование металлической кристаллической решетки простых веществ металлов. В узлах этих кристаллических решеток находятся положительно заряженные ионы металлов, а между ними передвигаются свободные электроны. Поскольку электроны находятся в непрерывном движении, то при их столкновении с ионами металлов последние превращаются в нейтральные атомы, а затем вновь в ионы. Вследствие этого ионы металлов в кристаллической решетке, окруженные подвижными электронами, получили название *ион-атомов* в отличие от обычных ионов.

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют *металлическими*.

Знаешь ли ты?

В организме ионы металлов в виде соединений с белками переносятся кровью в определенные органы. Интересно, что каждый металл имеет “любимые” органы. Так, в костной ткани накапливаются свинец, бериллий, барий. Ртуть собирается в почках, мышьяк оседает в щитовидной железе, хром содержится в поджелудочной железе.

Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами и атомами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют металлической связью (рис. 24).

Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие физические свойства. Металлы являются хорошими проводниками электричества и теплоты. Это обусловлено наличием электро-

нов, свободно перемещающихся по всему объему кристаллической решетки металла. Помимо того что электроны могут быть участниками направленного движения (электрического тока), они также могут переносить и тепловую энергию. Благодаря особенности металлической связи многие металлы пластичны, обладают хорошей ковкостью. При механическом воздействии на металл происходит смещение слоев атомов, однако благодаря перемещению электронов по всему кристаллу связь не разрывается. Прекрасный пример пластических свойств металлов демонстрирует золото: из 1 грамма этого металла можно получить проволоку длиной три километра! А из железа можно прокатать пластинку настолько тонкую, что через нее можно читать текст учебника. Металлическая связь — это особый вид химической связи, но наряду с отличиями она имеет и сходство с ковалентным и ионным типами связи.

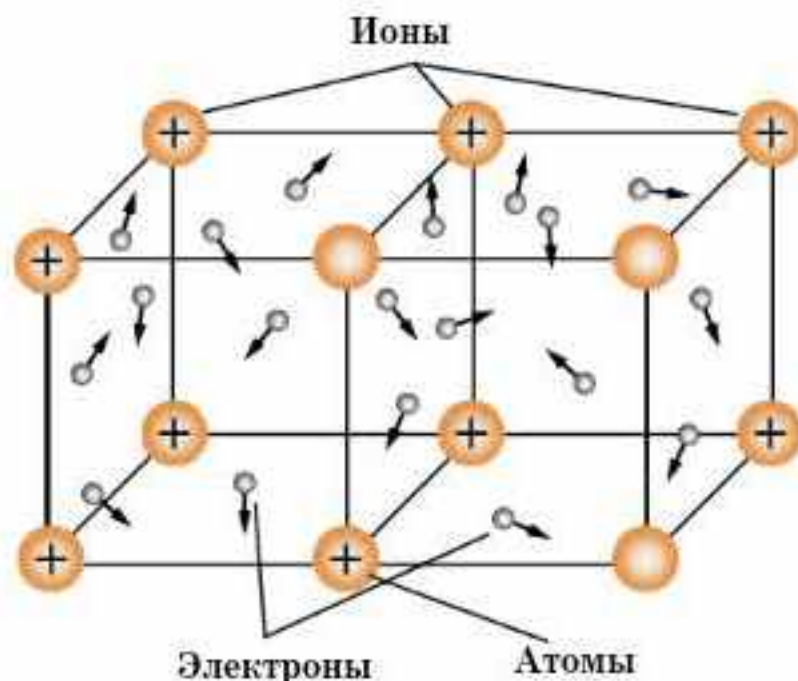


Рис. 24. Строение металлической решетки



Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют *металлическими*. Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют *металлической связью*. Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие физические свойства. *Металлическая связь* — это особый вид химической связи, но наряду с отличиями, она имеет и сходство с ковалентным и ионным типами связи.



1. Как расположены металлы в Периодической таблице Д. И. Менделеева? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?
2. Объясните образование металлической связи.
3. Верно ли утверждение: металлическая связь ненасыщенна и ненаправленна? Поясните.
4. Поясните сходство и отличие между металлическим и ионным типами связи.
5. Поясните сходство и отличие между металлическим и ковалентным типами связи.

§ 12. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим механизм образования водородной связи;
- поймем единую природу химической связи.

Ключевые понятия

- водородная связь
- межмолекулярные водородные связи
- внутримолекулярная водородная связь
- единая природа химической связи

Химические связи образуются не только между атомами, но и между молекулами. Одним из таких видов является водородная связь, возникающая между молекулами, в состав которых входит водород и элемент с высокой отрицательностью (F, O, N), связанный с атомом водорода ковалентной полярной связью. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода, аммиак, фтороводород, спирты, уксусная кислота. Водородные связи широко распространены в природе, например в белках, нуклеиновых кислотах.

Водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы (части молекулы) и отрицательно заряженным атомом другой

молекулы (другой части молекулы). Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный механизм. Например, в молекуле фтороводорода HF атом с большой электроотрицательностью — фтор — смещает на себя электронное облако, приобретая значительный эффективный отрицательный заряд, а ядро атома водорода (протон) практически лишается электронного облака и приобретает эффективный положительный заряд. Между протоном атома водорода и отрицательно заряженным атомом фтора соседней молекулы возникает электростатическое притяжение, что и приводит к образованию водородной связи (рис. 25).

Водородная связь проявляется тем сильнее, чем больше электроотрицательность атома-партнера и чем меньше его размеры. Энергия водородной связи невелика (10—40 кДж/моль, что в 10 раз меньше ковалентной связи). Однако она влияет на физические и химические свойства веществ. Вещества, способные образовывать водородные свя-

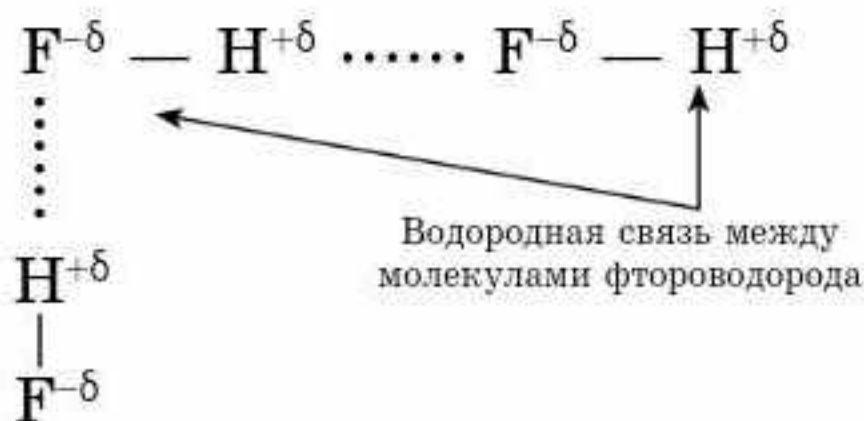


Рис. 25. Схема образования водородных связей в молекулах фтороводорода

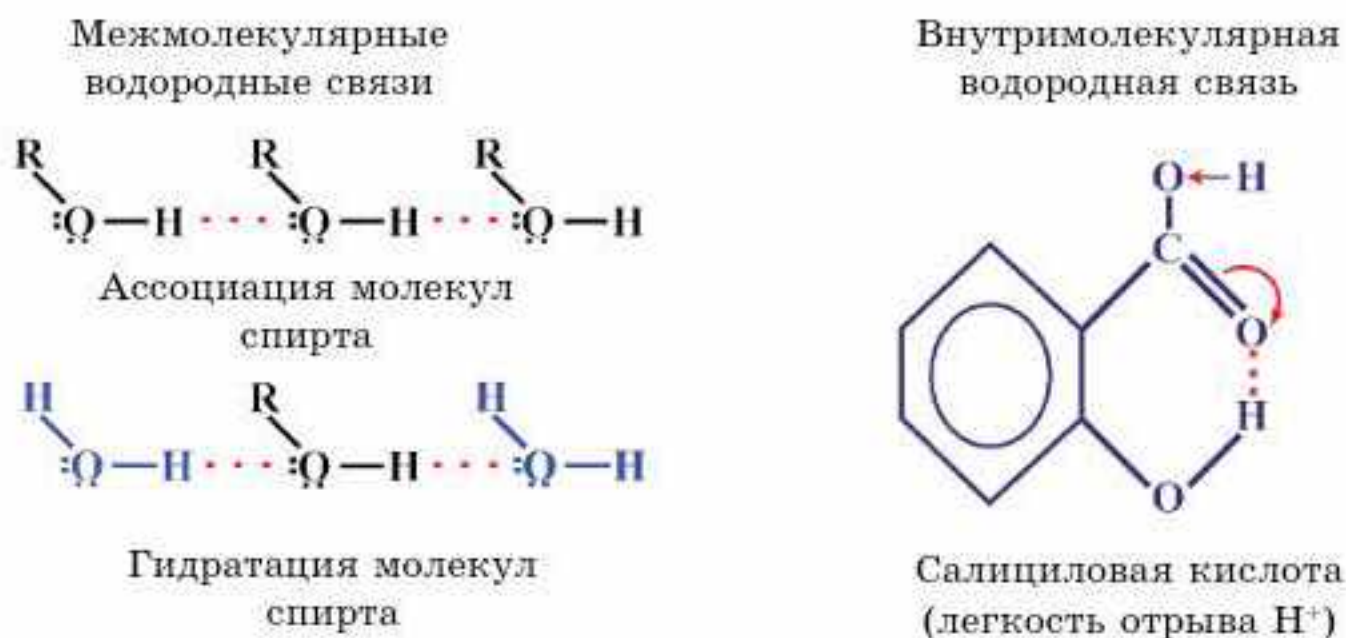


Рис. 26. Возникновение межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи

зи с молекулами растворителя, обладают хорошей растворимостью. В водных растворах молекулы NH_3 , HF образуют водородные связи не только между собой, но и с молекулами воды. Благодаря водородным связям аммиак имеет большую растворимость в воде: в 1 л воды растворяется 700 л аммиака. Водородная связь бывает межмолекулярной и внутримолекулярной.

Водородная связь, возникшая между молекулами, называется *межмолекулярной* (рис. 26). Соединения с межмолекулярными водородными связями имеют значительно более высокие температуры кипения, чем соединения с той же молекулярной массой, но не ассоциированные за счет водородных связей. Например, температура кипения этанола ($78,3^\circ C$) значительно выше, чем температура кипения диметилового эфира ($24^\circ C$). Образованием водородных связей объясняется растворимость многих органических соединений в полярных растворителях. Например, в водном растворе происходит гидратация низших спиртов.

Водородная связь может возникать внутри молекулы. Внутримолекулярные связи встречаются в органических веществах. Такая связь называется *внутримолекулярной водородной связью*. Например, внутримолекулярная водородная связь в молекуле салициловой кислоты возникла за счет наличия в гидроксильной группе $-OH$ с частично положительным зарядом водорода ($H^{\delta+}$) и в карбоксильной группе $-COOH$ кислорода, имеющего неподеленные электронные пары, с частично отрицательным зарядом. Молекулы с

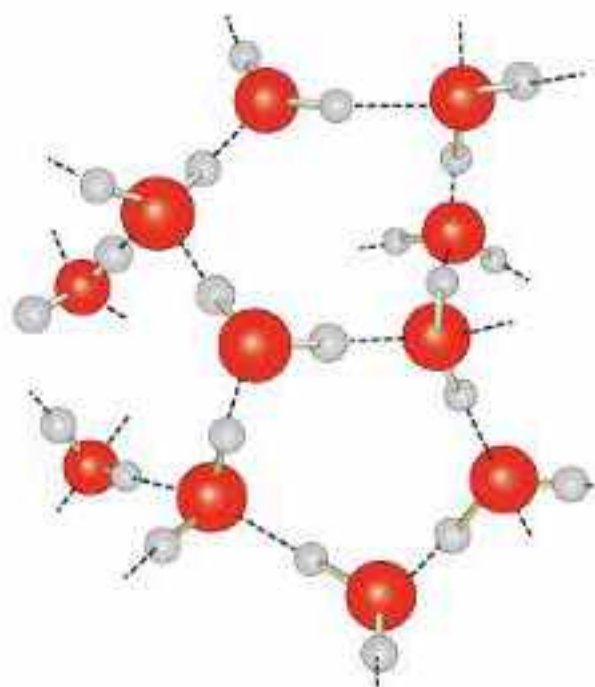


Рис. 27. Кристаллическая решетка молекулы воды



внутримолекулярными водородными связями не могут вступать в межмолекулярные водородные связи, поэтому вещества с такими связями не образуют ассоциатов, более летучи, имеют более низкие вязкости, температуры кипения и плавления, чем их изомеры, способные образовать межмолекулярную связь. Водородные связи играют огромную роль в формировании пространственной структуры белков, углеводов, нуклеиновых кислот. Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки, например вода (рис. 27).

Единая природа химической связи. Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Ионную связь, как мы уже говорили, можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи. В веществах часто отсутствуют предельные случаи химической связи (или “чистые” химические связи). Например, фторид лития LiF относят к ионным соединениям. Фактически же в нем связь на 80% ионная и на 20% ковалентная. Различные типы связей могут переходить одна в другую, например, при электролитической диссоциации в воде ковалентных соединений ковалентная полярная связь переходит в ионную; при испарении металлов металлическая связь превращается в ковалентную неполярную и т. д.

Знаешь ли ты?

В отсутствие водородных связей вода кипела бы при -80°C и, разумеется, наша форма жизни была бы невозможна.



Водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы (части молекулы) и отрицательно заряженным атомом другой молекулы (другой части молекулы). Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный механизм. Водородная связь может возникать не только между разными молекулами, но и

внутри самой молекулы. Молекулы с внутримолекулярными водородными связями не могут вступать в межмолекулярные водородные связи. Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки. Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Различные типы связей могут переходить одна в другую.



1. Дайте характеристику водородной связи. В каких случаях возможно ее образование? Приведите примеры.
2. Какие из веществ, названия которых приведены ниже, имеют наибольшую температуру плавления и почему: 1) сахара; 2) лед; 3) хлорид калия; 4) йод; 5) натрий?

3. Выберите вещества, между молекулами которых может образоваться водородная связь: метан, аммиак, оксид углерода (IV), фтороводород, вода, кислород. Ответ объясните.
4. Докажите, что все типы химической связи имеют общую природу.



10 рекорсменов по строению

1. Молекула T_3 (третий) — самая прочная одинарная связь
2. Связь между атомами хрома в анионе с хлором и водой — самая прочная четвертная связь
3. Угарный газ — самая прочная связь между разными атомами
4. Оксид азота(III) — самая непрочная связь между атомами азота
5. Дикубан — самая короткая углерод-углеродная связь
6. Дициан — самая прочная углерод-углеродная связь
7. Фтороводород — самая прочная водородная связь
8. Майтоксин (природное соединение) — самое большое количество углерода — 165
9. Тефлон — самый длинный синтетический полимер
10. Полиэтилен — самый применяемый и легкопроизводимый



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

**Моделирование молекул веществ с различными видами связи.
Изучение свойств веществ с разными кристаллическими решетками**

Реактивы и лабораторное оборудование: пластилин, спички, шарики, металлические стержни, готовый набор для составления модели молекул, модели кристаллических решеток хлорида натрия, меди, алмаза, графита, оксида углерода (IV).

Ход работы

Изготовьте из пластилина, деревянных или металлических стержней модели молекул указанных ниже веществ.

Модель молекулы азота. Из пластилина одного цвета изготовьте два шарика одинакового размера. На поверхности каждого шарика примерно на одинаковых расстояниях наметьте три точки. В отмеченных местах вставьте стержни, к концам которых присоедините другой шарик.

Модель молекулы кислорода. Из пластилина одного цвета изготовьте два шарика одинакового размера. На поверхности каждого шарика примерно на одинаковом расстоянии наметьте две точки. В отмеченных местах вставьте стержни, к концам которых присоедините другой шарик.

Модель молекулы алмаза. Из пластилина одного цвета изготовьте примерно двадцать шариков одинакового размера. На поверхности каждого шарика наметьте одну точку. Шарики с помощью стержней соедините между собой в тетраэдр.

Демонстрация № 1

Модели кристаллических решеток графита, алмаза, оксида углерода (IV).

Демонстрация № 2

Модели кристаллических решеток хлорида натрия, меди.

Задание:

1. Сравните строение веществ.
2. С точки зрения строения веществ спрогнозируйте свойства каждого вещества.

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



§ 13. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическими реакциями называются явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества — с другим составом и другими свойствами. Химических реакций, протекающих вокруг человека, очень много, они происходят постоянно. Что же необходимо сделать, чтобы не запутаться во всем многообразии химических реакций? Научиться их классифицировать и выявлять существенные признаки классов.

Химические реакции характеризуются по разным параметрам: 1) количество и состав взаимодействующих веществ; 2) изменение степени окисления; 3) направление процесса; 4) наличие или отсутствие катализатора; 5) тепловой эффект. Их классификацию можете увидеть в таблице 10.

Сегодня на уроке:

- поймем, что химические реакции классифицируются по различным признакам.

Ключевые понятия

- химическая реакции
- обратимые и необратимые реакции
- гомогенная и гетерогенная реакции
- окислительно-восстановительные реакции
- экзотермическая и эндотермическая реакции

Таблица 10

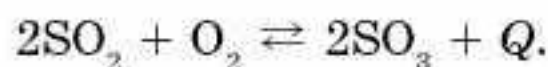
Классификация химических реакций

Критерии классификации	Типы реакций	Примеры уравнений химических реакций
1	2	3
	а) реакции соединения: из двух или нескольких исходных простых или сложных веществ образуется одно новое сложное вещество; эти реакции могут быть как окислительно-восстановительными, так и протекать без изменения степени окисления атомов; б) реакции разложения: из одного сложного вещества образуются	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ $2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$

1	2	3
I. По числу и составу исходных веществ и продуктов	два и более простых или сложных веществ; эти реакции тоже могут быть как окислительно-восстановительными, так и нет	$2\text{KHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$
	в) реакции замещения: атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе; в неорганической химии все реакции замещения являются окислительно-восстановительными	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
	г) реакции обмена: реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых сложных вещества; эти реакции протекают без изменения степени окисления атомов элементов (частный случай таких реакций — реакции нейтрализации). Условие протекания реакций обмена в водных растворах: выделение газа, образование осадка, образование слабого электролита	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$ <p>Пример реакции, которая одновременно является реакцией обмена и реакцией разложения:</p> $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
II. По тепловому эффекту	а) экзотермические реакции: протекают с выделением тепла Q ; таковыми являются большинство реакций горения, соединения, реакции нейтрализации; выделение тепла показывают знаком $+Q$	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + Q$ $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$ $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3\uparrow + Q$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + Q$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + Q$
	б) эндотермические реакции: протекают с поглощением тепла, что показывается знаком $-Q$ (такowymi являются многие реакции разложения, фотосинтез в растениях)	$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}\uparrow - Q$ $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2\uparrow - Q$
III. По направлению протекания реакции	а) необратимые реакции: реакции, протекающие до конца в одном направлении; для реакции обмена условиями необратимости является образование осадка, слабого электролита или выделение газа	$2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$
	б) обратимые реакции: при данных условиях протекают в двух взаимно противоположных направлениях (как говорят, слева направо и справа налево, или в прямом и обратном направлениях)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\uparrow$ $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$

1	2	3
IV. По изменению степени окисления	а) окислительно-восстановительные: степени окисления атомов изменяются, так как между ними происходит обмен электронами	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{S} + 2\text{HCl}$ $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
	б) реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов элементов (не окислительно-восстановительные)	$\text{BaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{BaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{K}_2\text{ZnO}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
V. По участию в реакции катализатора	а) каталитические реакции: протекают с участием катализатора	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\uparrow$
	б) некаталитические реакции: протекают без участия катализатора (такими, например, являются все реакции ионного обмена)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Отметим, что одну и ту же реакцию, как правило, можно охарактеризовать сразу по нескольким признакам. Например, реакция, уравнение которой:



может рассматриваться как обратимая, каталитическая, гомогенная, соединения, окислительно-восстановительная, экзотермическая.

Кроме вышеприведенных, существует еще ряд классификаций химических реакций.



Химические реакции классифицируются по различным признакам: по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции; по изменению степеней окисления; по направлению процесса; по участию катализатора; по тепловому эффекту.

Кроме вышеприведенных, существует еще ряд классификаций химических реакций.



1. По каким признакам можно классифицировать химические реакции? Перечислите их.
2. Приведите примеры образования оксида меди (II) в результате реакций соединения, разложения.
3. Проставьте коэффициенты в следующих схемах реакций, определите, к какому типу относится каждая из них:
 - а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 - б) $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 - г) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
4. К какому типу химических реакций относится образование углекислого газа в результате:
 - а) взаимодействия угля с оксидом меди (II);



- б) прокаливания известняка;
 в) сжигания угля;
 г) горения угарного газа?
5. По каким внешним признакам можно судить, что произошла химическая реакция при взаимодействии следующих пар веществ:
- а) $K_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ г) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow$
 б) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow$ д) $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t}$
 в) $CuO + HNO_3 \rightarrow$ е) $Zn + CuSO_4 \rightarrow$
- Расставьте коэффициенты и укажите, к какому типу реакций относится каждая из них. Назовите продукты реакций.
6. Приведите два примера реакций соединения, которые сопровождаются окислением — восстановлением участвующих в реакции веществ.
7. Приведите примеры реакций разложения, которые не связаны с процессом окисления — восстановления.

§ 14. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

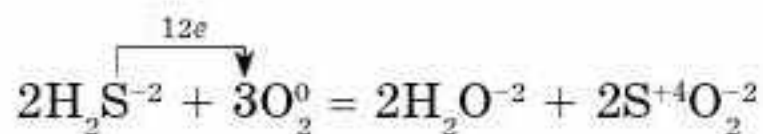
Сегодня на уроке:

- углубим знания об окислительно-восстановительных реакциях, важнейших окислителях и продуктах их восстановления.

Ключевые понятия

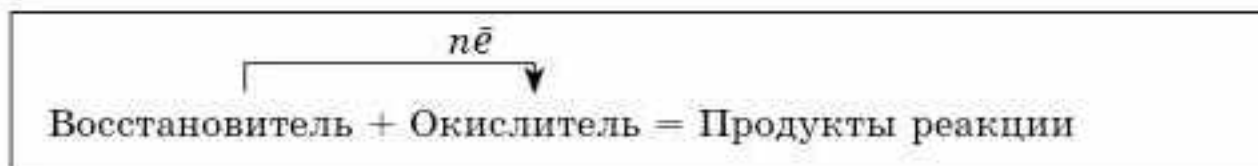
- степень окисления
- окислитель
- восстановитель
- окисление
- восстановление

Учение о строении атома позволило создать электронную теорию окислительно-восстановительных реакций. Согласно этой теории, *окислением* называется процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов. Наоборот, процесс присоединения электронов называется *восстановлением*. Атом, молекула или ион, отдающий электроны, называется *восстановителем*, во время реакции восстановитель окисляется. Атом, молекула или ион, присоединяющий электроны, называется *окислителем*, при этом окислитель реакции восстанавливается. Например, в реакции:



Сульфид отдает электроны, сам окисляется, т. е. является восстановителем, степень окисления его повышается от -2 до $+4$. Атом кислорода присоединяет электроны, сам при этом восстанавливается и является окислителем, степень окисления его понижается от 0 до -2 . Поэтому с точки зрения электронной теории **окислительно-восстановительными** называются такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Изменение степеней окисления в ходе ОВР обусловлено полным или частичным переходом электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента. В общем виде окислительно-восстановительную реакцию можно представить следующей схемой:



Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это химические реакции, при протекании которых изменяются степени окисления элементов (рис. 28).

Какие же вещества могут быть окислителями, а какие — восстановителями? Это зависит от величины степеней окисления элементов, которые входят в состав данных веществ.

Некоторые элементы имеют постоянные степени окисления во всех или в большинстве сложных веществ. Для этих элементов изменение степеней окисления нехарактерно, поэтому свойства веществ не зависят от присутствия этих веществ. Элементы с переменной степенью окисления могут участвовать в процессах отдачи или присоединения электронов, вследствие этого свойства сложных веществ обусловлены наличием в их составе элементов с переменной степенью окисления.

При окислительно-восстановительных реакциях атомы с высшей степенью окисления являются только окислителями, с низшей — только восстановителями, атомы с промежуточной степенью окисления, в зависимости от типа реакции и условий ее протекания, могут быть и окислителями, и восстановителями (табл. 11).



Рис. 28. Горение спички — пример ОВР

Таблица 11

Сравнительная характеристика элемента с переменной степенью окисления (на примере серы)

Атомы с высшей степенью окисления	Атомы с низшей степенью окисления	Атомы с промежуточной степенью окисления
а) Степень окисления понижается. Например: $S^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow S^{+4}$ $S^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow S^0$ $S^{+6} + 8\bar{e} \rightarrow S^{-2}$	а) Степень окисления повышается. Например: $S^{-2} - 6\bar{e} \rightarrow S^{+4}$ $S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$	а) Степень окисления как понижается, так и повышается. Например: $S^{+4} + 6\bar{e} \rightarrow S^{-2}$ $S^{+4} + 4\bar{e} \rightarrow S^0$ $S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$
б) Могут только присоединять электроны, отдавать их больше не в состоянии.	б) Могут только отдавать электроны, принимать их больше не в состоянии.	б) Могут и отдавать, и присоединять электроны в зависимости от второго участника реакции.
в) Участвуют в процессе окисления	в) Участвуют в процессе восстановления	в) Участвуют в процессах и окисления, и восстановления

Важнейшими окислителями являются кислород, озон, галогены, азотная кислота, концентрированная серная кислота, пероксид водорода и др.

К важнейшим восстановителям относятся водород, металлы, углерод, оксид углерода (II) и др.

ОВР невозможна между веществами, являющимися только окислителями (например, между HNO_3 и H_2SO_4) или только восстановителями (H_2S и HI).

Восстановление и окисление — два неразрывно связанных процесса: не существует окисления без восстановления и, наоборот, не существует восстановления без окисления.

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу самых распространенных химических реакций и играют большую роль в природе и технике. Дыхание, фотосинтез, обмен веществ и ряд других биологических процессов являются окислительно-восстановительными реакциями (рис. 29).

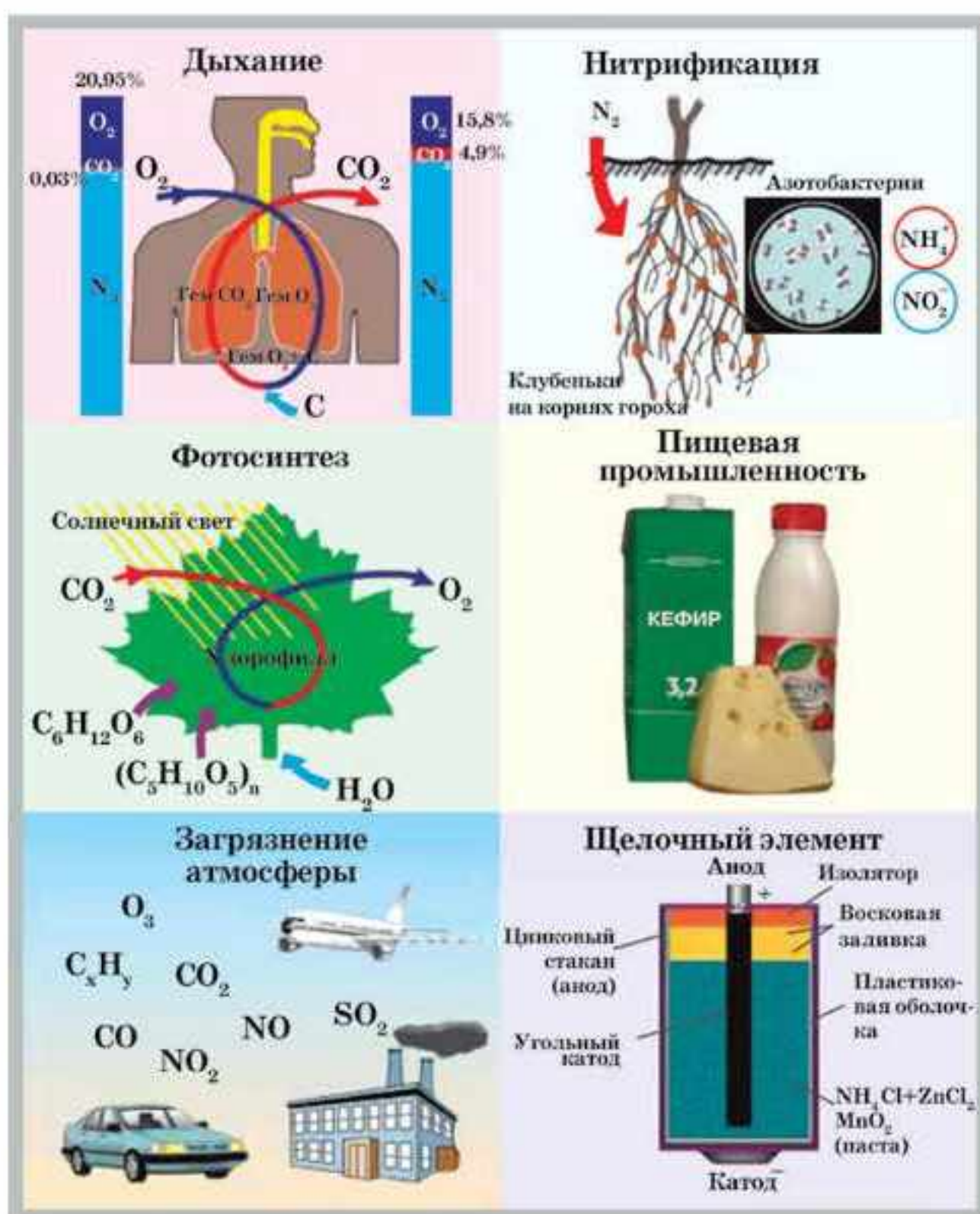


Рис. 29. Примеры окислительно-восстановительных реакций



Получение металлов из руд, кислот, щелочей, аммиака, галогенов, создание химических источников тока, получение тепла и энергии за счет реакций горения различных веществ связаны с восстановлением и окислением.

Отметим, что окислительно-восстановительные реакции часто осложняют нашу жизнь. Например, порча продуктов питания, плодов, овощей, коррозия металлов — все это связано с протеканием различных окислительно-восстановительных процессов.



Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу самых распространенных химических реакций и играют большую роль в природе и технике. Дыхание, фотосинтез, обмен веществ и ряд других биологических процессов являются окислительно-восстановительными реакциями. Получение металлов из руд, кислот, щелочей, аммиака, галогенов, создание химических источников тока, получение тепла и энергии за счет реакций горения различных веществ связаны с восстановлением и окислением.

Получение металлов из руд, кислот, щелочей, аммиака, галогенов, создание химических источников тока, получение тепла и энергии за счет реакций горения различных веществ связаны с восстановлением и окислением.



1. Что такое *окислительно-восстановительные реакции*? Объясните с точки зрения электронной теории об окислительно-восстановительных реакциях.
2. Как изменяются степени окисления атомов в процессах окисления и восстановления?
3. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.
4. Приведите формулы и названия: а) важнейших веществ-окислителей; б) важнейших веществ-восстановителей.
5. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ?
6. Какие из следующих веществ могут быть: а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями, и восстановителями: CrO_3 , MnO_2 , KClO_4 , NaI , H_2O_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Cu , Ca_3P_2 , K_2CrO_4 , CO .
7. Какое значение имеют окислительно-восстановительные реакции?
8. Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, применяемых в жизни.

§ 15. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций часто используется специальный метод — **метод электронного баланса**. В основе его лежит следующее правило: *общее число электронов, отданных восстановителем, в точности равно числу электронов, принятых окислителем*. На этом

Сегодня на уроке:

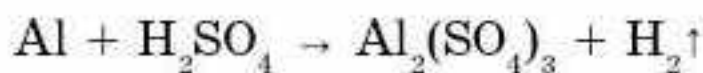
- углубим и расширим знания о составлении окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Ключевые понятия

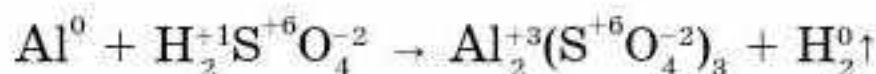
- метод электронного баланса

принципе основан способ расстановки коэффициентов в ОВР методом электронного баланса.

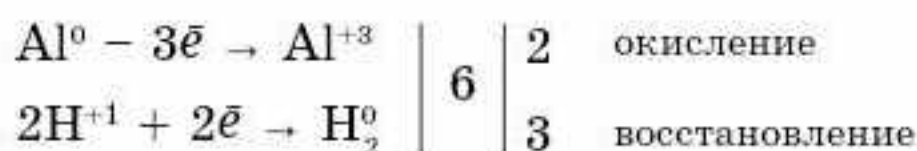
Пример 1. Рассмотрим применение метода электронного баланса на примере реакции, которая выражается следующей схемой:



1. Определяем степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции, затем подчеркиваем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции:

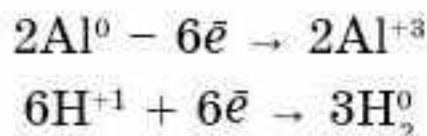


2. Составим уравнения процессов окисления и восстановления:

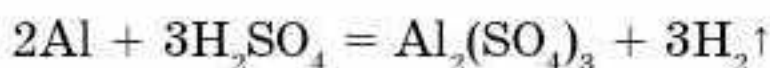


В левой части уравнения процесса взято два атома водорода, так как продуктом восстановления является двухатомная молекула водорода.

3. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов — 6. Чтобы количество отданных и принятых электронов выравнялось, первое уравнение умножаем на 2, а второе — на 3:

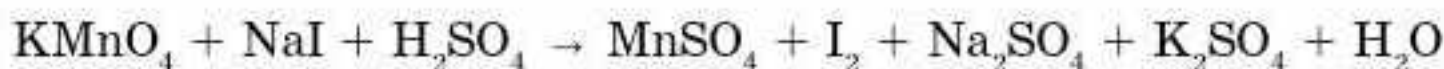


4. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находим подбором:

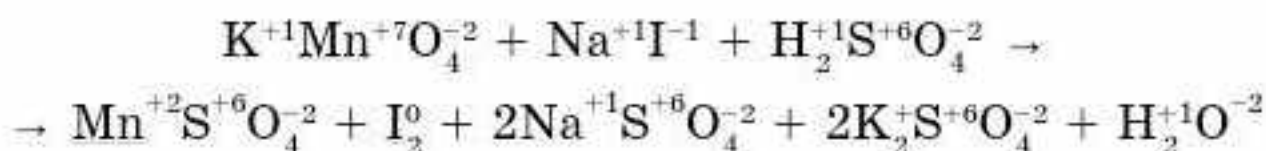


Обычно числа атомов водорода и кислорода уравнивают в последнюю очередь. Во многих случаях равенство чисел атомов кислорода в левой и в правой частях уравнения ОВР свидетельствует о том, что это уравнение составлено правильно.

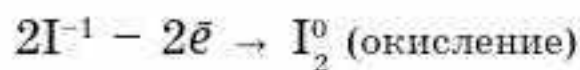
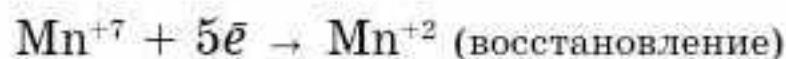
Пример 2. Рассмотрим более сложный пример составления уравнения ОВР:



1. Определяем степени окисления всех элементов, подчеркиваем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции:

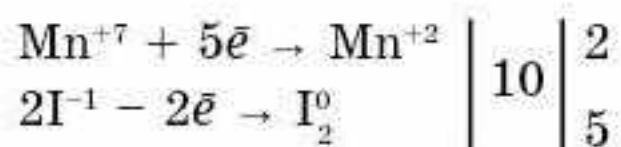


2. Здесь изменяются степени окисления только у марганца и йода. Составляем для них уравнения процессов окисления и восстановления:



В левой части уравнения процесса окисления взято два атома йода, так как продуктом окисления является двухатомная молекула йода I_2^0 .

3. Поскольку наименьшим общим кратным чисел 5 и 2 является 10, то уравнение процесса восстановления нужно умножить на 2, а уравнение процесса окисления — на 5:

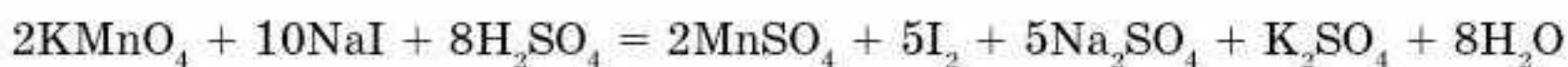


Два атома Mn^{+7} присоединяют 10 электронов, а 10 атомов йода отдают 10 электронов, т. е. выполняется основное правило метода электронного баланса.

4. Найденные множители записываем как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах окисления и восстановления:



5. Коэффициенты при остальных формулах находим в результате подсчета баланса (равенства) числа атомов всех химических элементов:



В основе метода электронного баланса лежит следующее правило: общее число электронов, отданных восстановителем, в точности равно числу электронов, принятых окислителем. На этом принципе основан способ расстановки коэффициентов в ОВР методом электронного баланса.



1. Какое правило лежит в основе метода электронного баланса?
2. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые протекают по схемам:
 $\text{C} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S}\downarrow + \text{HCl}$
3. Напишите два способа получения CaO (методом окислительно-восстановительной и неокислительно-восстановительной реакций).
4. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые протекают по схемам:
 1) $\text{CuFeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CaSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$



- 1. Одновалентный металл массой 0,92 г при реакции с водой восстанавливает водород объемом 0,448 л (н. у.). Какой металл окисляется в результате реакции?
Ответ: натрий.
- 2. Сплав меди с алюминием массой 2 г растворили в растворе разбавленной серной кислоты. В результате реакции выделился газ объемом 1,12 л. Определите, какой металл вступает в окислительно-восстановительную реакцию. Найдите массовую долю металла в сплаве, который не вступает в реакцию.
Ответ: 55%.
- 3. Сколько литров хлора (н. у.) выделится, если к 200 мл 35%-ной соляной кислоты (плотностью 1,17 г/мл) добавить при нагревании 26,1 г оксида марганца (IV)?
Ответ: 6,72 л.
- 4. При взаимодействии 1,04 г некоторого металла с раствором кислоты выделилось 0,448 л водорода (при н. у.). Определите этот металл.
Ответ: хром.



Изучаем окислительно-восстановительную реакцию (ОВР)
 Растворите небольшое количество перманганата калия (марганцовка, в аптечке) в воде. Добавьте к этому раствору раствор перекиси водорода или сухой пергидроль. Отметьте признаки реакции. Попробуйте составить уравнение этой реакции и расставить коэффициенты в нем методом электронного баланса.

§ 16. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с процессом электролиза;
- поймем практическое значение электролиза в природе и жизни человека;
- ознакомимся с областями применения электролиза.

Ключевые понятия

- электролиз
- электрод
- анод
- катод
- гальванические покрытия

При прохождении электрического тока через металлы химические реакции не идут и металлы остаются неизменными. *Если же электрический ток проходит через раствор или расплав электролита, на границе электролит — металлический проводник (электрод) происходят различные химические реакции и образуются новые вещества, этот процесс называется электролизом.*

Происходящий процесс объясняется так: движение ионов в растворе или расплаве электролита является хаотическим, беспорядочным, но если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться упорядоченно к электродам: катионы — к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы — к аноду (положительно заряженному электроду). На катоде идет процесс восстановления, катионы принимают

электроны. На аноде идет процесс окисления, анионы отдают электроны.

Электролиз проводят в специальных устройствах — электролизёрах, или электролитических печах (рис. 30). В раствор или расплав электролита погружают два токопроводящих электрода, которые соединяют с источником электрического тока. Под действием источника тока

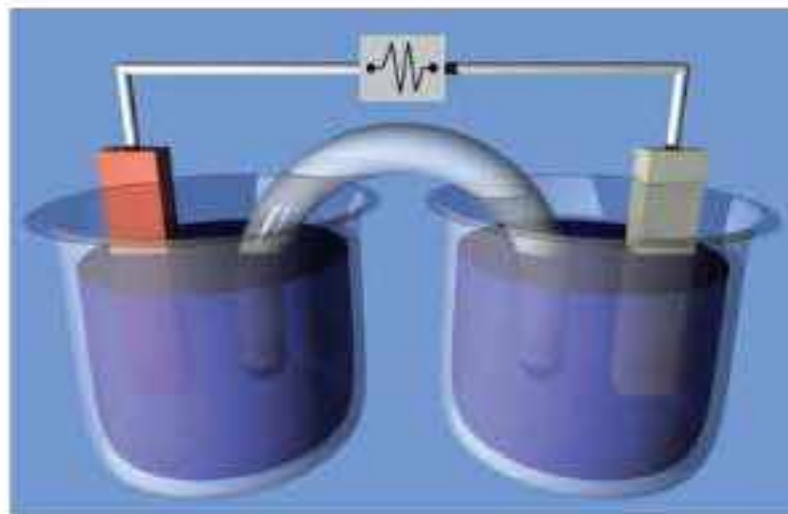
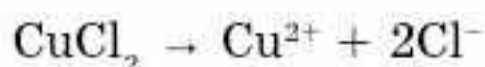


Рис. 30. Электролизёр

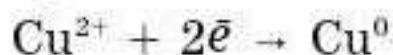
на одном из электродов создается избыток электронов (отрицательный электрод, обозначается знаком “–”), на другом — недостаток электронов (положительный электрод, обозначается знаком “+”).

Для того чтобы познакомиться с процессом электролиза, можно провести такой опыт: в U-образную трубку наливают раствор хлорида меди (II) и подключают прибор к источнику постоянного тока. На катоде выделяется металлическая медь, а на аноде — хлор, который можно определить по запаху (рис. 31).

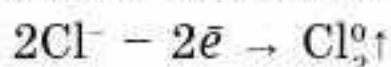
При растворении в воде хлорид меди (II), как и другие растворимые соли, диссоциирует на ионы:



Под действием постоянного тока катионы меди Cu^{2+} движутся к катоду, присоединяют электроны и восстанавливаются:



На аноде хлорид-ионы отдают ему свои электроны и окисляются:

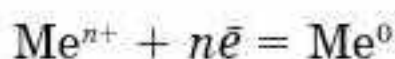


Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Сущность электролиза состоит в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно.

Электролиз широко используется в различных отраслях промышленности. Остановимся на некоторых, наиболее распространенных.

Электролиз в металлургии. Электролизом растворов солей получают медь, цинк, кадмий, кобальт, марганец и другие металлы. На катоде происходит разряд ионов металла из раствора:



Метод электролиза используется также для *рафинирования* (очистки) металлов от примесей — меди, серебра, олова, свинца и др. Электролиз

ведут с растворимым анодом. Изготавливают анод из черного, неочищенного металла, он растворяется, а на катоде восстанавливаются ионы этого металла в чистом виде.

Электролизом расплавов соединений получают алюминий, магний, натрий, литий, бериллий, кальций, а также сплавы некоторых металлов. Методом электролиза получают алюминий на Казахстанском электролизном заводе (КЭЗ) в Павлодаре.

Электролиз в химической промышленности. К наиболее крупному электролитическому процессу в промышленности относится электролиз раствора хлорида натрия с получением газообразных хлора на аноде, водорода на катоде и раствора щелочи в катодном пространстве. Кроме того, электролизом получают фтор из расплава смеси фтороводорода HF и фторида натрия NaF, водород и кислород из воды, диоксид марганца из раствора сульфата марганца, окислители: пероксид водорода, перманганат калия, гипохлорит, хлораты, хроматы и т. п., некоторые органические вещества.

Получение гальванопокрытий (гальваностегия). Гальваническими называются металлические покрытия, наносимые на поверхность какого-либо изделия методом электролиза. Гальваническим способом можно получить покрытия всеми металлами и сплавами, которые могут выделяться на катоде. Толщина покрытия в зависимости от назначения составляет 1—100 мкм.

Гальванические покрытия широко применяются во многих областях техники и имеют различное назначение:

- защита от коррозии и придание красивого внешнего вида — никелирование, хромирование, серебрение, цинкование, золочение;
- повышение электрической проводимости — меднение, серебрение, золочение;

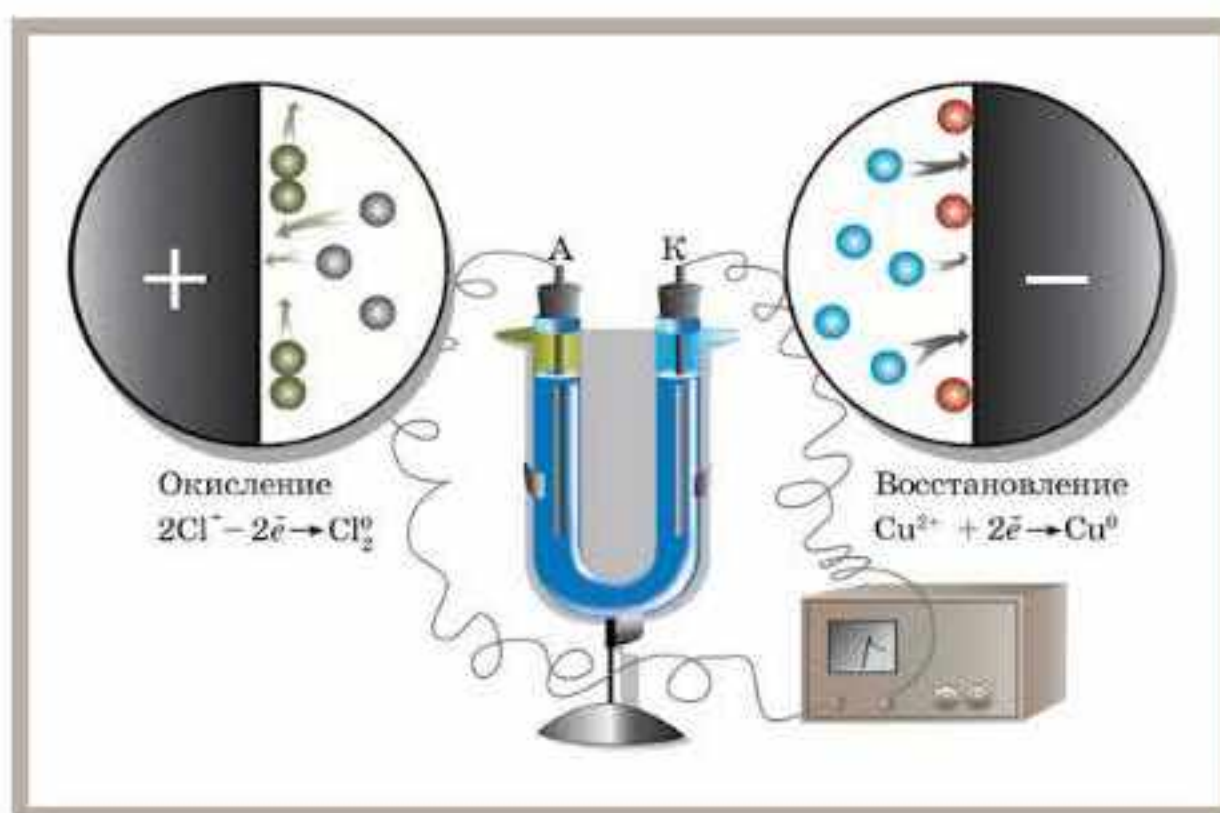


Рис. 31. Электролиз раствора хлорида меди (II)



— повышение твердости и износостойкости — хромирование, родирование, палладирование;

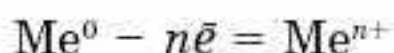
— получение магнитных пленок — осаждение сплавов никель — кобальт и железо — никель.

— улучшение отражательной способности поверхности — серебрение, родирование, палладирование, хромирование;

Нанесение гальванических покрытий проводится в гальванической ванне. Катодом служит изделие, на которое наносится покрытие. На катоде идет восстановление ионов металла — электроосаждение металла:



Анодом обычно служит такой же металл, что и металл покрытия, на нем идет окисление:



Электрохимическая обработка металлов и сплавов. Для изменения размеров и формы, а также состояния поверхности металлических изделий используют электрохимические методы обработки.



Сущность электролиза состоит в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно. Электролиз широко используется в различных отраслях промышленности для получения некоторых металлов, для рафинирования (очистки) металлов от примесей. Гальванические покрытия широко применяются для защиты от коррозии, для придания красивого внешнего вида, повышения электрической проводимости, повышения твердости и износостойкости металлов.

Метод получения точных металлических копий называется *гальванопластикой*.

Знаешь ли ты?

Метод получения точных металлических копий (гальванопластика) был предложен в 1837 г. российским академиком Б. С. Якоби. Сущность метода состоит в следующем. Вначале изготавливается исходная форма или берется предмет, подлежащий копированию. Они могут быть выполнены из гипса, пластмассы, воска, металлов и других материалов.

Если форма сделана не из металла, то на нее наносят токопроводящий слой: чаще всего напыляют тонкий слой графита. Затем проводят электролиз раствора, содержащего соли меди, причем форма с напыленным токопроводящим слоем играет роль катода. На слое графита оседает металлическая медь. Таким образом получается копия изделий, имеющих такую же форму, как и исходный предмет. В настоящее время методом гальванопластики изготавливают инструменты, грам-пластинки, диски и т. д.



1. Что называется *электролизом*?
2. Охарактеризуйте процессы, протекающие на катоде и аноде.
3. В каких целях применяют процесс электролиза?
4. Для каких целей проводят гальванические покрытия?
5. Зачем хромируют автомобильные диски?
6. В качестве какого электрода должен быть чайник, если его нужно покрыть никелем?

§ 17. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ

Сегодня на уроке:

- изучим электролиз расплавов и растворов солей;
- научимся составлять уравнения электролиза.

Ключевые понятия

- электролиз расплавов
- электролиз растворов
- катодные процессы
- анодные процессы

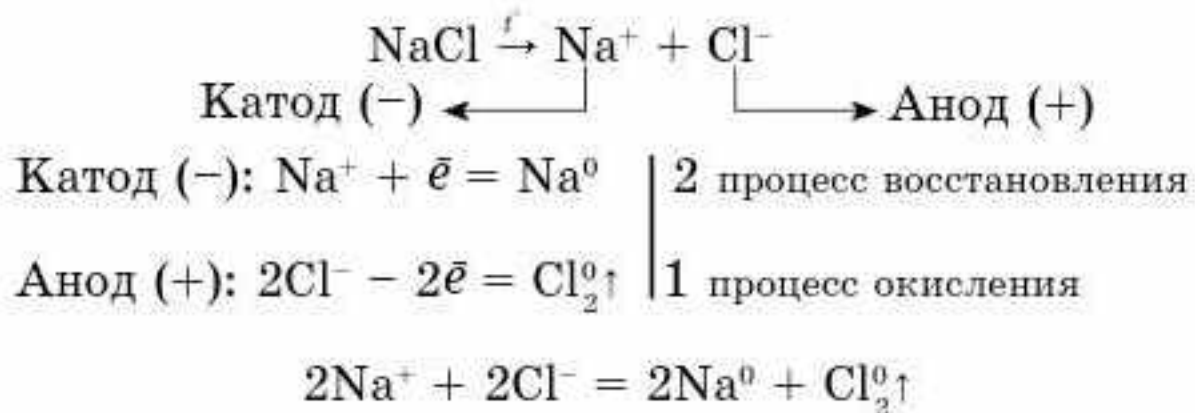
Электролизу могут подвергаться и растворы, и расплавы веществ, в частности расплавы солей и щелочей. Электролиз расплавов и электролиз растворов отличаются друг от друга. Рассмотрим их по отдельности.

Как и в любом окислительно-восстановительном процессе, число отданных и принятых электронов должно быть равным. Это позволяет составлять ионные и молекулярные уравнения электролиза.

Электролиз расплавов. Для расплавов на электродах окисляются или восстанавливаются только ионы электролита. Рассмотрим процесс электролиза расплава NaCl (рис. 32).

В расплаве хлорид натрия диссоциирует на ионы.

Под действием электрического поля катионы Na^+ движутся к катоду и принимают от него электроны, а анионы хлора движутся к аноду и отдают свои электроны:



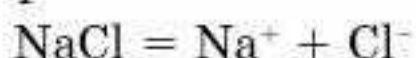
Объединяя катионы натрия и анионы хлорида, в левой части получаем молекулярное уравнение:



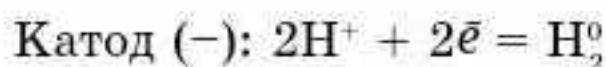
На катоде выделяется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Электролиз растворов. Электролиз расплавов и электролиз растворов отличаются друг от друга. В водных растворах, кроме ионов само-

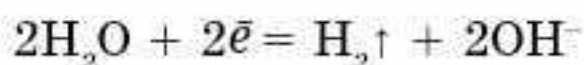
го электролита, находятся также молекулы воды и ионы H^+ и OH^- , способные участвовать в электродных процессах. В этом случае при электролизе возможны конкурирующие реакции. Например, при электролизе раствора NaCl на катоде восстанавливается не натрий, а водород. Это объясняется тем, что из нескольких возможных параллельных электродных процессов будет протекать тот, осуществление которого требует наименьшей затраты энергии:



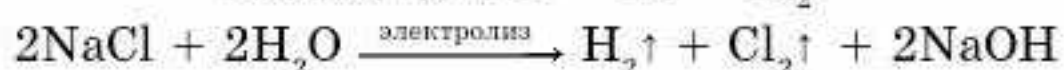
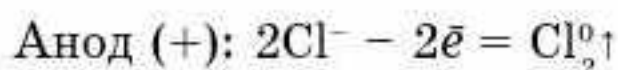
Катод (-) ← | | → Анод (+)



Иногда, с учетом того, что вода очень слабый электролит, этот процесс выражают уравнением:



Таким образом, вместо металла выделяется водород, а на аноде выделяется хлор:



Вам известно, что скорость химических реакций зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, поэтому надо знать, какие ионы более активны: катионы данного электролита или ионы H^+ , анионы электролита или гидроксид-ионы. Также вам известно, что в ряду активности металлов слева направо уменьшается способность отдавать электроны, т. е. окисляться, и, наоборот, у ионов этих металлов в этом же направлении растет способность приобретать электроны, т. е. восстанавливаться.

Знаешь ли ты?

Золочение куполов на храмах до открытия электролиза было делом опасным. Золото смешивали с ртутью и получали амальгаму (так называется сплав металлов с ртутью). Амальгаму наносили на медные листы, предназначенные для покрытия купола, и нагревали. Ртуть испарялась, золото прочно оседало на меди. Так золотили купола Исаакиевского собора в Санкт-Петербурге. В ходе этих работ от ртутного отравления погибло свыше 80 мастеров. А вот при постройке храма Христа Спасителя в Москве в честь победы 1812 г. использовали уже электролиз. Медные листы играли роль катода. На них осаждалось золото из раствора.

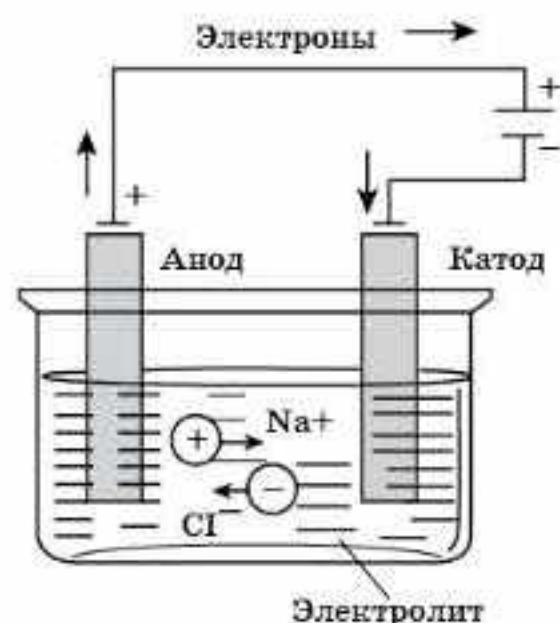


Рис. 32. Электролиз раствора NaCl



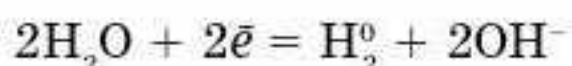
Уменьшается способность атомов окисляться

Li, K, Ba, Ca, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

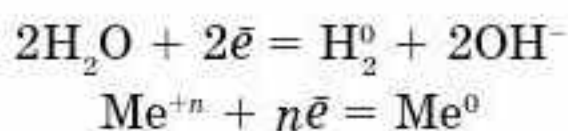
Нарастает способность ионов восстанавливаться

Процессы на катоде зависят от положения металлов в электрохимическом ряду:

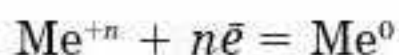
а) если металл расположен в ряду напряжений от Li до Mg включительно, то на катоде идет процесс восстановления воды:



б) если металл расположен в ряду напряжений между Al и H₂, то на катоде идут одновременно процессы восстановления воды и катионов металла:



в) если металл расположен в ряду напряжений после H₂, то на катоде идет процесс восстановления катионов металла:



г) если в растворе содержится смесь катионов разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящего в ряду напряжений правее.

Знаешь ли ты?

“Некий мастер, имя которого история не сохранила, принес римскому императору Тиберию, правившему в начале I в. н. э., чашу из металла, напоминающего серебро, но только более легкого. Подарок стоил жизни изобретателю: Тиберий приказал казнить его, а мастерскую уничтожить, поскольку боялся, что новый металл может обесценить серебро императорской сокровищницы”. Согласно рассказу Плиния Старшего, этот металл, похожий на серебро, был получен из “глинистой земли”. Этот металл ныне известен как алюминий.

Рассмотренные правила сведены в таблице 12.

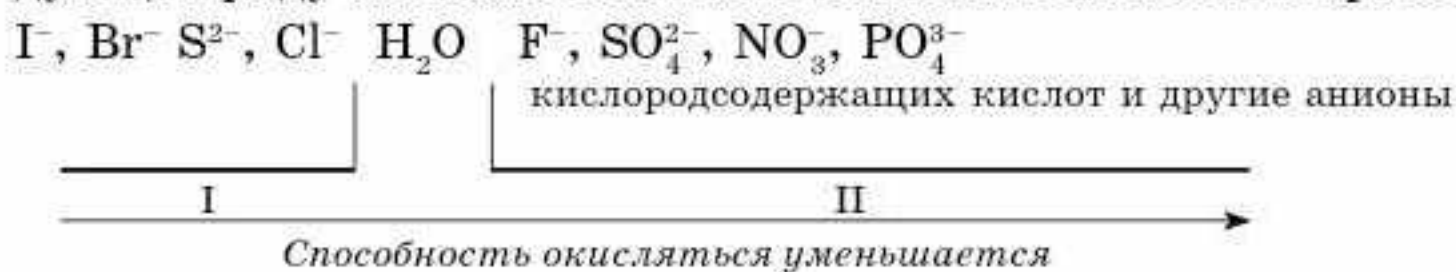
Таблица 12

Катодные процессы в водных растворах солей

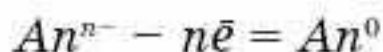
Электрохимический ряд напряжений металлов			
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H ₂	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Восстанавливается только водород из воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$	Восстанавливаются металл и водород из воды $\text{Me}^{+n} + n\bar{e} = \text{Me}^0$; $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$		Восстанавливается только металл $\text{Me}^{+n} + n\bar{e} = \text{Me}^0$



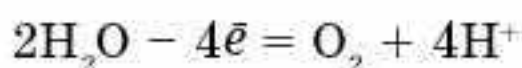
Процесс на аноде зависит от способности анионов окисляться. В следующем ряду способность анионов окисляться слева направо убывает.



Анионы первого ряда на аноде окисляются, а гидроксид-ионы при этом участия в электролизе не принимают:



Анионы второго ряда на аноде не окисляются, вместо них окисляются молекулы воды по схеме:



Процесс электролиза самопроизвольно не протекает, химические реакции, протекающие при электролизе, осуществляются с помощью энергии электрического тока.

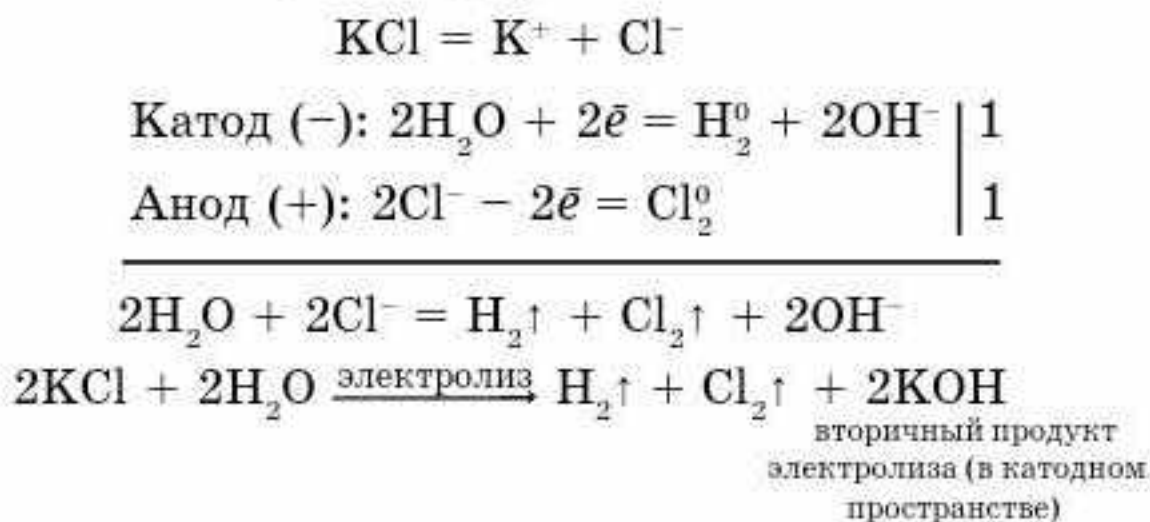
Электролиз широко используют в промышленности для выделения и очистки металлов, получения щелочей, хлора, водорода. Алюминий, магний, натрий, кадмий получают только электролизом.

Приведем несколько примеров составления уравнений электролиза для расплавов и растворов.

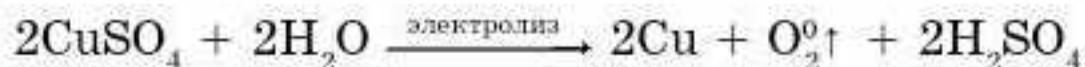
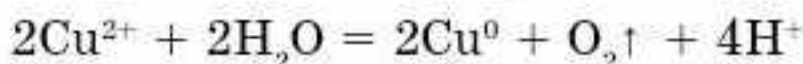
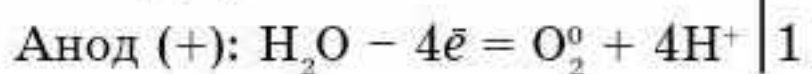
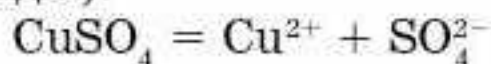
Пример 1. Напишите уравнения электролиза расплава CuCl_2 :



Пример 2. Напишите схему электролиза раствора KCl (на катоде восстанавливаются молекулы воды):

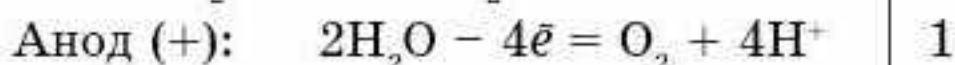
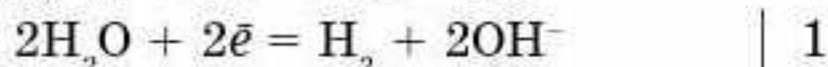
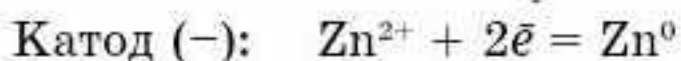
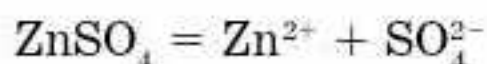


Пример 3. Напишите схему электролиза раствора CuSO_4 (на аноде окисляются молекулы воды):

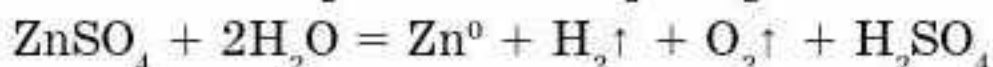
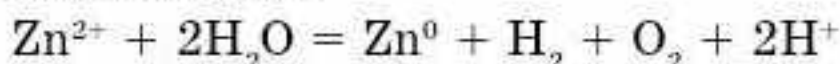


вторичный продукт
электролиза (в анодном
пространстве)

Пример 4. Напишите схему электролиза раствора ZnSO_4 (катионы металла восстанавливаются вместе с молекулами воды):



Для правой части суммарного ионного уравнения две группы OH^- и два H^+ образуют две молекулы воды. На это число молекул воды сократим обе части равенства и получим:



Знаешь ли ты?

До открытия в 1886 г. американским химиком Ч. Холлом и французским металлургом П. Эру способа электролитического получения алюминия из криолитно-глиноземного расплава этот металл был примерно в 10 раз дороже золота. Сыну Наполеона III была подарена погремушка из алюминия, а в Великобритании великому Д. И. Менделееву в знак признания его заслуг преподнесли весы, одна чаша которых была сделана из чистого золота, а другая из чистого алюминия. В 1883 г. выработка алюминия во всем мире не достигала и трех тонн, несмотря на то, что в природе это самый распространенный металл.



Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий с помощью электрического тока.

Электролизу могут подвергаться и растворы, и расплавы веществ, в частности расплавы солей и щелочей. Электролиз расплавов и электролиз растворов отличаются друг от друга.



1. Чем отличается электролиз расплавов от электролиза водных растворов?
 2. Какие металлы можно получить при электролизе расплавов и нельзя получить при электролизе водных растворов их солей?
 3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе растворов и расплавов солей кислородсодержащих кислот?
 4. Напишите уравнения электролиза водных растворов хлорида кальция, сульфата магния.
 5. Напишите уравнения электролиза расплава и водного раствора хлорида никеля (II). Чем отличаются эти процессы?
 6. Может ли быть получен алюминий электролизом водного раствора его сульфата? Если да, то почему в промышленности подвергают электролизу не этот раствор, а раствор оксида алюминия в расплаве криолита?
 7. Составьте уравнение электролиза раствора нитрата серебра AgNO_3 . По окончании процесса электролиза раствор какого вещества останется в электролизёре?
- 1. Вычислите массу гидроксида натрия, который образовался в результате электролиза раствора хлорида натрия, если на аноде выделился хлор объемом 2,24 л (н. у.).
Ответ: 8 г.
- 2. Вычислите массу меди, которая выделилась на катоде, если в результате электролиза сульфата меди (II) на аноде образовался кислород объемом 6,72 л (н. у.).
Ответ: 38,4 г.

§ 18. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции. К числу таких реакций относится *гидролиз*. Реакции гидролиза имеют важное практическое и биологическое значение. В живых организмах они осуществляются в присутствии ферментов. При растворении некоторых солей в воде, кроме их диссоциации и гидратации, протекает реакция между ионами соли и молекулами воды — гидролиз соли. *Гидролиз соли — это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.*

Способность солей подвергаться гидролизу и глубина протекания этого процесса зависят от природы ионов, образующих соль, а также от растворимости соли в воде, ее концентрации и температуры раствора. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. Гидролиз солей наблюдается только в тех случаях, когда ионы соли могут при взаимодействии с молекулами воды образовывать слабо диссоциирующие кислоты или основания. Рассмотрим типичные случаи гидролиза солей.

1. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием

Возьмем раствор хлорида алюминия AlCl_3 и добавим несколько капель лакмуса, он изменит свой цвет на розовый. Следовательно, у раствора хлорида алюминия среда кислая. AlCl_3 образована сильной

Сегодня на уроке:

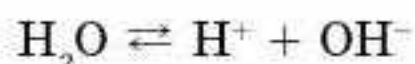
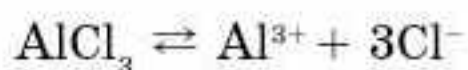
- поймем сущность реакции гидролиза

Ключевые понятия

- гидролиз
- обратимый
- необратимый



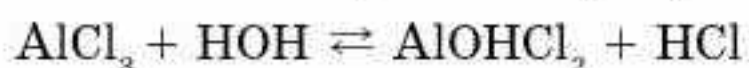
кислотой HCl и слабым основанием $\text{Al}(\text{OH})_3$. В водном растворе происходит полная диссоциация хлорида алюминия, так как он сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



В реакции гидролиза участвуют ионы алюминия Al^{3+} и образуется слабый электролит — катион AlOH^{2+} , при таком взаимодействии из молекул воды освобождаются ионы водорода H^+ , они и обеспечивают кислую среду раствора:

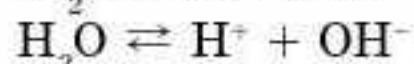
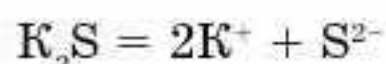


Ионному уравнению соответствует молекулярное уравнение:



2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

Возьмем теперь раствор сульфида калия K_2S и добавим несколько капель фенолфталеина, раствор окрашивается в малиновый цвет, следовательно, среда раствора щелочная. Сульфид калия образован слабой кислотой H_2S и сильным основанием KOH . В водном растворе происходит полная диссоциация сульфида калия, так как он сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



В гидролизе участвуют анионы слабой кислоты S^{2-} и образуется слабый электролит — анион HS^- , в растворе появляются гидроксид-ионы OH^- , и среда раствора становится щелочной:

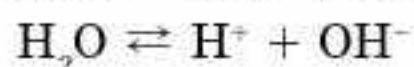


Молекулярное уравнение:



3. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

Рассмотрим поведение таких солей на примере хлорида натрия NaCl . Хлорид натрия — сильный электролит. В водном растворе ни катион, ни анион не могут при взаимодействии с водой образовывать слабые электролиты, и среда раствора остается нейтральной:

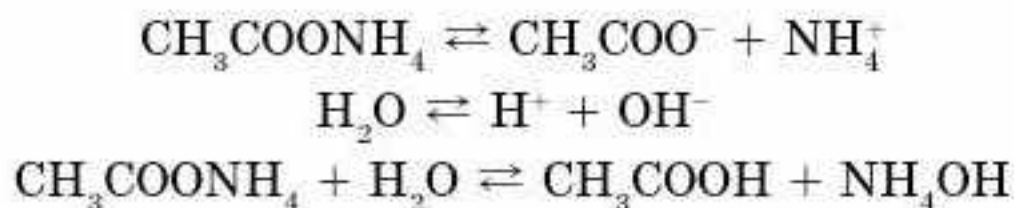


Следовательно, эти соли гидролизу не подвергаются. Практически не гидролизуются и труднорастворимые соли, например, CaCO_3 , BaSO_4 , AgCl и др.

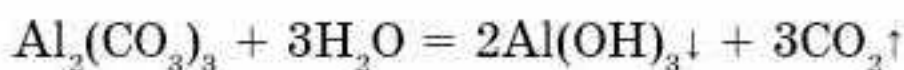


4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой

В этом случае в гидролизе участвуют как катион, так и анион, в результате образуются слабые электролиты, и среда раствора оказывается близкой к нейтральной:



Наряду с обратимым гидролизом существует и необратимый гидролиз:

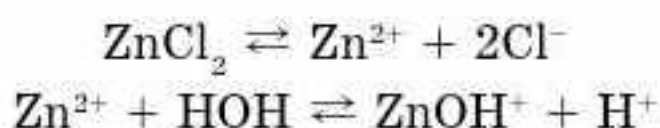


Такие соли не существуют в водных растворах, они полностью разлагаются водой, и их нельзя получить реакцией обмена между водными растворами двух солей.

Гидролиз солей — обратимая реакция. Гидролиз преимущественно происходит по первой ступени. Гидролиз усиливается при нагревании и сильном разбавлении раствора.

Обратимый гидролиз подчиняется принципу Ле Шателье.

Теперь покажем, как можно предугадать реакцию гидролиза раствора хлорида цинка ZnCl_2 , и составим уравнение ее гидролиза. Соль образована слабым основанием $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl . Следовательно, в реакции участвуют только ионы цинка. В результате реакции гидроксид-ион отщепляется от молекул воды и присоединяется к иону цинка. Получается ион ZnOH^+ . Схема реакции выглядит так:



Следовательно, среда в растворе хлорида цинка будет кислая. Для определения характера водных растворов применяют особый показатель среды — рН раствора. рН может изменять свое значение от 0 до 14. В соответствии со значением его среда подразделяется на: кислую — $\text{pH} < 7$; нейтральную — $\text{pH} = 7$; щелочную — $\text{pH} > 7$ (табл. 13).

Таблица 13

Индикаторы	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда
Универсальный	$\text{pH} = 7$	$\text{pH} < 7$	$\text{pH} > 7$
лакмус	фиолетовый	красный	синий
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
метилоранж	оранжевый	розовый	желтый



Гидролиз солей — это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов. *Гидролиз солей* — обратимая реакция. Гидролиз преимущественно происходит по первой ступени. Гидролиз усиливается при нагревании и сильном разбавлении раствора. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, а также практически нерастворимые, не гидролизуются.



1. Дайте определение гидролиза солей.
2. Определите, какие из предложенных солей подвергаются гидролизу:
1) CaCl_2 ; 2) Na_2SO_4 ; 3) Na_2SO_3 ; 4) FeCl_3 .
3. Какую окраску приобретет лакмус в растворе нитрата железа (II)? Напишите ионное уравнение гидролиза.
4. Какую окраску приобретет фенолфталеин в растворе карбоната калия? Напишите ионное уравнение гидролиза.
5. Напишите уравнения гидролиза следующих солей: хлорида цинка, карбоната натрия, нитрата магния, сульфата меди (II), сульфита калия.

§ 19. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ЕГО ЗНАЧЕНИЕ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим тепловой эффект химической реакции и узнаем его значение.

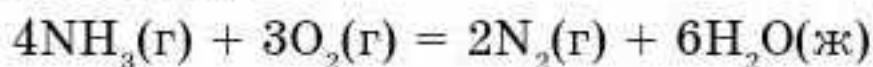
Ключевые понятия

- тепловой эффект
- экзотермические реакции
- эндотермические реакции
- термохимическое уравнение

Все химические реакции, а также переходы между агрегатными состояниями веществ протекают с выделением или поглощением теплоты.

Изменение энергии — одна из самых характерных особенностей химических реакций, поскольку в ходе их протекания разрываются одни химические связи и образуются другие.

Например, при окислении аммиака кислородом воздуха:



сначала необходим разрыв связей N—H и O=O в молекулах реагентов и образование связей O—H и N≡N в молекулах продуктов реакции.

Разрыв связей протекает с поглощением энергии, а образование связей происходит с выделением энергии, поэтому химические реакции обязательно сопровождаются выделением или поглощением энергии (теплоты).

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции, называют тепловым эффектом данной химической реакции.

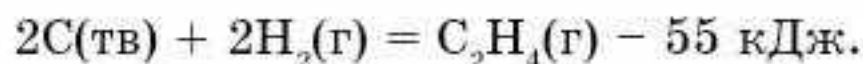
По тепловому эффекту химические реакции подразделяют на две группы: экзотермические и эндотермические.



Экзотермическими называются реакции, которые протекают с выделением теплоты. Например:



Эндотермическими называются реакции, которые протекают с поглощением теплоты. Например:



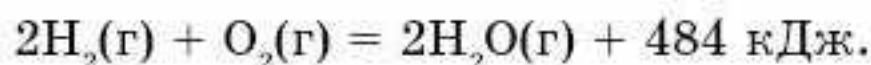
Тепловой эффект обозначают символом Q , его выражают в кДж или ккал ($1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}$, $1 \text{ кДж} = 1000 \text{ Дж}$). При экзотермических реакциях теплота реакции считается положительной $Q > 0$, а при эндотермических реакциях — $Q < 0$.

Уравнение реакции, в котором приводится тепловой эффект, называется *термохимическим*. Термохимические уравнения отличаются от обычных уравнений тем, что:

1) в термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатное состояние веществ (жидкое, твердое или газообразное). Это связано с тем, что разное агрегатное состояние одного и того же вещества имеет разную энергию;

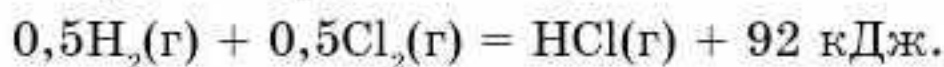
2) коэффициенты в термохимическом уравнении равны количеству веществ (в моль), вступивших в реакцию.

Например:

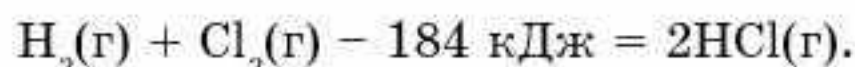


Термохимическое уравнение означает, что 484 кДж выделяется при сгорании 2 моль водорода в 1 моль кислорода. Тепловой эффект прямо пропорционален количеству вещества.

Поскольку термохимическое уравнение описывает превращение на макроуровне, стехиометрические коэффициенты в нем могут быть дробными, соответственно, увеличивается или уменьшается тепловой эффект:



Тепловой эффект можно переносить из одной части уравнения в другую, при этом его знак меняется на противоположный:



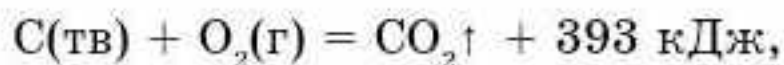
Тепловой эффект зависит от: а) природы реагирующих веществ и продуктов реакции; б) температуры; в) давления процессов; г) агрегатного состояния веществ. Например, тепловой эффект сгорания водорода с образованием жидкой воды больше, чем в случае этой же реакции, но протекающей с образованием газообразной воды.

Тепловой эффект зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути процессов, т. е. от числа и характера промежуточных стадий.

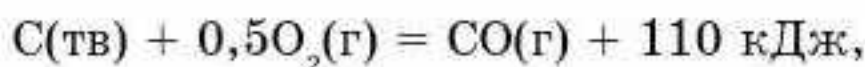
Эту формулировку впоследствии назвали законом Гесса.

Следует иметь в виду, что тепловой эффект реакции, если она протекает в несколько стадий, от числа этих промежуточных стадий не зависит.

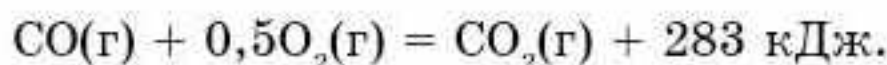
Например. Углерод может сгореть до углекислого газа в одну стадию:



а также может в две стадии: сначала образуется оксид углерода (II):



который затем сгорает до оксида углерода (IV):

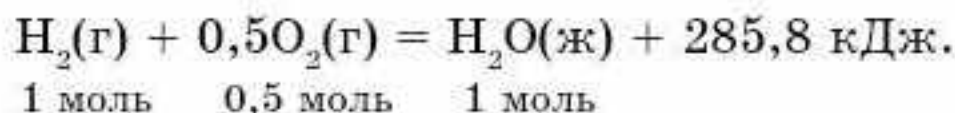


При полном сгорании 1 моль углерода до углекислого газа выделяется 393 кДж теплоты.

На практике пользуются также понятиями “теплота образования” и “теплота сгорания”. Эти понятия относятся к 1 моль вещества.

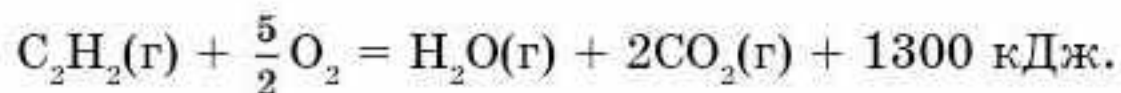
Теплотой образования называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моль соединения из простых веществ.

Так, например, теплота образования 1 моль жидкой воды равна 285,8 кДж:



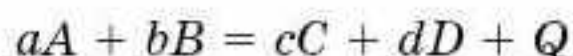
Теплотой сгорания называется количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 моль вещества.

Например, теплота сгорания ацетилена равна 1300 кДж:



Тепловой эффект химических реакций, теплота образования и теплота сгорания — это важные физические величины, и их численные значения для так называемых стандартных условий ($T = 298 \text{ К}$ или 25°C , $p = 101,3 \text{ кПа}$) можно найти в соответствующих справочниках.

Следствие из закона Гесса. Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов минус сумма теплот образования исходных веществ (суммирование проводится с учетом коэффициентов в уравнении реакции). Для реакции вида:





тепловой эффект равен:

$$Q = c \cdot Q_{обр}(C) + d \cdot Q_{обр}(D) - aQ_{обр}(A) + bQ_{обр}(B),$$

где маленькие буквы обозначают коэффициенты, большие — химические вещества.

Таким образом, “тепловой эффект” или просто “теплота реакции” — это количество теплоты, выделившееся или поглощенное химической системой при протекании в ней химической реакции.

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции, называют *тепловым эффектом данной химической реакции*.



Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции, называют *тепловым эффектом данной химической реакции*.

По тепловому эффекту химические реакции подразделяют на две группы: *экзотермические* и *эндотермические*.

Уравнение реакции, в котором приводится тепловой эффект, называется *термохимическим*.

Тепловой эффект зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути процессов, т. е. от числа и характера промежуточных стадий. На практике пользуются понятиями “теплота образования” и “теплота сгорания”.



1. На конкретных примерах также поясните, что означают понятия “тепловой эффект реакции” и “теплота сгорания”.
 2. Чем отличаются химические уравнения от термохимических уравнений? Поясните на конкретных примерах.
 3. Приведите примеры экзотермических и эндотермических реакций. Напишите уравнения соответствующих реакций и дайте пояснение.
1. Дано термохимическое уравнение синтеза аммиака:

$$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г}) + 92 \text{ кДж}$$
 Рассчитайте, сколько теплоты выделится при образовании:
 а) 0,5 моль; б) 10 г; в) 10 л (н. у.) аммиака.
 2. Известно, что при взаимодействии 1 моль водорода и 1 моль хлора выделится 184,6 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.
 3. Для разложения 1 моль карбоната кальция необходимо затратить 157 кДж теплоты. Определите количество теплоты, необходимое для разложения 650 кг карбоната кальция.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

Изучение свойств кислот, гидроксидов, солей. Гидролиз солей

Реактивы:

Растворы: KCl , $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , универсальная индикаторная бумага.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штатив для пробирок, стеклянная палочка.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов KCl , $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 . Сделать вывод, в каком случае протекает гидролиз, определить pH растворов, занести результаты в таблицу.

№	Формула соли	Цвет индикатора	pH	Среда	Уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде
1	KCl				
2	$Al_2(SO_4)_3$				
3	Na_2CO_3				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

Экспериментальное подтверждение pH растворов качественного состава кислот, оснований и солей

Реактивы: кристаллы ацетата натрия, сульфата алюминия, силиката натрия, ацетата аммония, хлорида калия. Раствор лакмуса, универсальная индикаторная бумага.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, микрошпатель.

Ход работы

В шесть пробирок налейте нейтральный раствора лакмуса. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по одному микрошпателью солей: в первую — ацетата натрия CH_3COONa , во вторую — сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$, в третью — силиката натрия Na_2SiO_3 , в четвертую — ацетата аммония CH_3COONH_4 , в пятую — хлорида калия KCl .

Какой реакции среды следует ожидать в растворах указанных средних солей?

Размешайте раствор в каждой пробирке отдельной палочкой. Как изменилась окраска раствора лакмуса при добавлении каждой соли?



Какая реакция среды характеризуется получившимся цветом лакмуса?

Повторите опыт, используя вместо кристаллических солей их 0,1 М. раствора, а раствор лакмуса замените универсальной индикаторной бумагой.

Результаты наблюдений оформите в виде таблицы.

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса		Окраска универсальной индикаторной бумаги	рН раствора
		ожидаемая	фактическая		

В результате какого процесса могли появиться избыточные ионы H^+ или OH^- в водных растворах средних солей?

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соответствующих солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции лишь для первой ступени, так как практически при данной концентрации раствора последующие ступени гидролиза протекают очень слабо. Сформулируйте определение процесса гидролиза и сделайте общий вывод о реакции водных растворов солей, образованных:

- а) сильным основанием и сильной кислотой;
- б) сильным основанием и слабой кислотой;
- в) слабым основанием и сильной кислотой;
- г) слабым основанием и слабой кислотой.



КИНЕТИКА

§ 20. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Сегодня на уроке:

- изучим скорость химической реакции.

Ключевые слова

- скорость химических реакций
- химическая кинетика
- гомогенная химическая реакция
- гетерогенная химическая реакция

Одна из особенностей химических реакций заключается в том, что они протекают во времени.

Время протекания химических реакций изменяется в очень широких пределах. Так, реакция нейтрализации кислоты щелочью при комнатной температуре протекает мгновенно. Химическое выветривание горных пород (например, превращение гранита в глину) протекает в течение тысячелетий. Для количественной характеристики скорости реакции используют изменение количества вещества или концентрации либо реагента, либо продукта химической реакции (рис. 33).

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени. Пусть для реакции $A + B = D + F$ концентрация вещества A в момент времени t_1 равна c_1 , в момент времени t_2 равна c_2 . Тогда математическое выражение для средней скорости V следующее:

$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

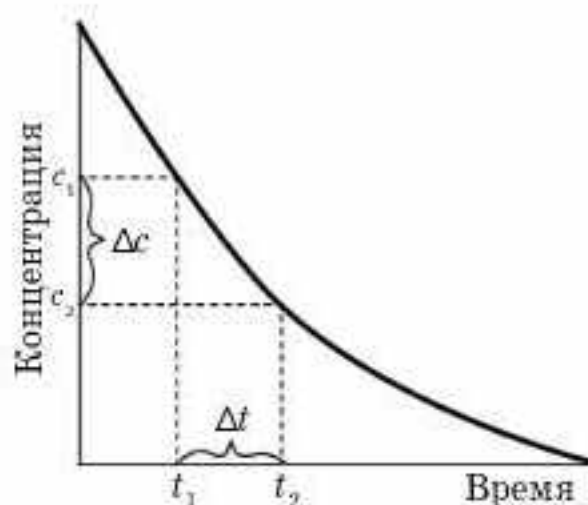


Рис. 33. Изменение концентрации реагирующего вещества

Знак минус ставят, поскольку концентрация вещества A убывает во времени, и, следовательно, Δc будет иметь отрицательное значение. Скорость же химической реакции может быть только положительной величиной и измеряется в моль/л·с, моль/л·мин.

Раздел химии, который изучает скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называют химической кинетикой.

Химическая кинетика исследует скорости как гомогенных, так и гетерогенных реакций.



Гомогенными называют химические реакции, протекающие в однородной среде (например, в жидком растворе или газовой фазе).

Гетерогенными называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах (например, газовой и жидкой, твердой и жидкой и др.).

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени:

$$v(\text{гомог.}) = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

В гетерогенных реакциях скорость не выражают через концентрацию, поскольку вещества реагируют не в объеме, а на поверхности.

Скорость гетерогенной реакции определяется числом моль веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

$$v(\text{гетерог.}) = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t}$$

где S — площадь поверхности твердой фазы, Δn — изменение количества вещества.

Для того чтобы произошла реакция, реагирующие частицы (атомы, молекулы, ионы) исходных веществ должны столкнуться друг с другом.

Химическая реакция является результатом столкновения частиц реагирующих веществ. Чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется химическая реакция.

Знаешь ли ты?

Так, реакция фтора и водорода протекает со взрывом просто при контакте этих газов между собой. А реакция водорода с кислородом при комнатной температуре протекает так медленно, что, по расчетам ученых, первые капли продукта реакции — воды — в реакционном сосуде появятся только через несколько миллионов лет.



Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени.

Гомогенными называют химические реакции, протекающие в однородной среде (например, в жидком растворе или газовой фазе).

Гетерогенными называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах (например, газовый и жидкой, твердой и жидкой и др.).

Раздел химии, который изучает скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называют **химической кинетикой**. Химическая кинетика исследует скорости как гомогенных, так и гетерогенных реакций.



1. Что такое *скорость химической реакции* и как ее определяют?
 2. Как называется раздел химии, в котором изучаются скорость и механизмы химических реакций?
 3. Какие реакции называются: а) гомогенными; б) гетерогенными?
 4. Чему равна скорость гомогенной реакции?
 5. Что называется скоростью гетерогенной реакции?
 6. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве или в быту? Дайте пояснение.
1. При разложении вещества А в растворе его концентрация за 10 мин уменьшилась от 0,8 до 0,6 моль/л. Определите среднюю скорость реакции.
Ответ: 0,02 моль/л·мин.
 2. Рассчитайте среднюю скорость химической реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, если через 80 сек после начала реакции молярная концентрация воды была равна 0,24 моль/л, а через 2 мин 07 сек стала равна 0,28 моль/л.
Ответ: $8,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с.

§21. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Сегодня на уроке:

- узнаем, какие факторы влияют на скорость химических реакций.

Ключевые понятия

- природа реагирующих веществ
- влияние концентрации реагентов
- влияние температуры
- энергия активации

Рассмотрим факторы, влияющие на скорость химических реакций. В первую очередь — *природу реагирующих веществ*.

Вы уже знаете, что скорость взаимодействия металлов с кислотой зависит от их природы. Например, скорость реакции больше при взаимодействии с соляной кислотой магния, чем, например, цинка. В свою очередь, железо взаимодействует с соляной кислотой медленнее, чем цинк.

Влияние концентрации реагентов. Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. Химическое взаимодействие осуществляется при столкновении

частиц, причем чем больше частиц, тем чаще они сталкиваются, тем выше скорость. Концентрация веществ пропорциональна химическому количеству, а следовательно, и числу частиц, поэтому чем выше концентрация, тем больше частиц содержится в системе. Влияние концентрации реагентов на скорость химических реакций выражается основным законом химической кинетики — законом действующих масс (“действующая масса” — синоним современного понятия “концентрация”). Он установлен в 1867 г. норвежскими учеными К. Гульдбергом и П. Вааге на основе экспериментальных данных. Современная формулировка закона действующих масс такова: *при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ*.



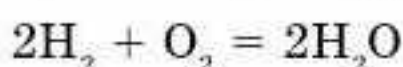
Для реакции зависимость скорости реакции от концентрации выражается:



$$\mathcal{V} = kc^a(A) \cdot c^b(B)$$

В данном кинетическом уравнении k — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости; $c(A)$ и $c(B)$ — молярная концентрация (моль/л) веществ А и В. Физический смысл константы скорости k заключается в том, что она численно равна скорости реакции, при концентрации реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Приведенное выше выражение скорости реакции называют *кинетическим уравнением реакции*. Например, для следующей реакции:



кинетическое уравнение реакции имеет вид:

$$\mathcal{V} = kc^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2)$$

Для простых элементарных реакций (протекающих в одну стадию) показатель степени при значении концентрации каждого вещества часто равен его стехиометрическому коэффициенту, для сложных реакций это правило не соблюдается.

Важно отметить, что закон действующих масс выполняется только для элементарных химических реакций. Если реакция протекает последовательно через несколько стадий, то суммарная скорость всего процесса определяется лишь одной самой медленной его стадией, которая называется *лимитирующей*. Для гетерогенных реакций в уравнение закона действующих масс входят только концентрации жидких или только газообразных реагентов, а твердые исключаются.

На скорость реакций с участием газов также влияет давление, потому что оно непосредственно определяет их концентрации. При повышении давления скорость химической реакции увеличивается, при понижении давления — уменьшается. Математически эта зависимость выражается уравнением Менделеева — Клапейрона:

$$pV = nRT;$$

если перенести объем в правую, а RT в левую, то $\frac{n}{V} = c$ и получим:

$$p/RT = c.$$

Следовательно, закон действующих масс распространяется на газовые смеси и растворы, но не применим к реакциям с участием твердых веществ.

Для гетерогенных систем на скорость реакции влияет поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых ве-



ществ — путем их растворения. Например, при горении угля молекулы кислорода реагируют только с теми атомами углерода, которые находятся на поверхности. При измельчении угля его поверхность возрастает, и скорость горения увеличивается. Таким образом, гетерогенные реакции протекают на поверхности твердых веществ. Скорость гетерогенных реакций зависит от площади соприкосновения веществ, степени смещения реагентов. Гомогенные реакции протекают во всем объеме, и скорость гомогенных реакций зависит от концентраций реагентов.

Зависимость скорости реакции от температуры. Скорость огромного большинства реакций увеличивается с ростом температуры, потому что при нагревании увеличивается число активных частиц и частота столкновений между молекулами веществ становится выше. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, согласно которому **при повышении температуры на каждые 10°С скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.**

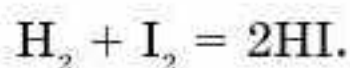
Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где v_{T_2} и v_{T_1} — скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2 , а γ — температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10°С. Для каждой конкретной реакции температурный коэффициент определяется экспериментальным путем. Позднейшие исследования показали, что правило Вант-Гоффа выполняется только в узком интервале температур. Для более высоких температур это правило перестает действовать.

Шведский ученый Сванте Аррениус предположил, что взаимодействуют лишь частицы, обладающие избыточной энергией. Для активации молекул исходных веществ надо затратить определенную энергию. *Наименьшая энергия активирования частиц исходных веществ, необходимая для того, чтобы могла произойти реакция, называется энергией активации E_a (кДж/моль).* Энергию активации определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от температуры. В результате эффективного столкновения частиц образуется промежуточная группировка атомов (активированный комплекс), которая, однако, существует очень короткое время (порядком 10^{-13} с) и выделить ее в индивидуальном состоянии невозможно.

В качестве примера рассмотрим реакцию синтеза йодоводорода:



При столкновении молекулы водорода и молекулы йода, если они обладают достаточной энергией, образуется активированный комплекс $\text{H}_2 - \text{I}_2$.

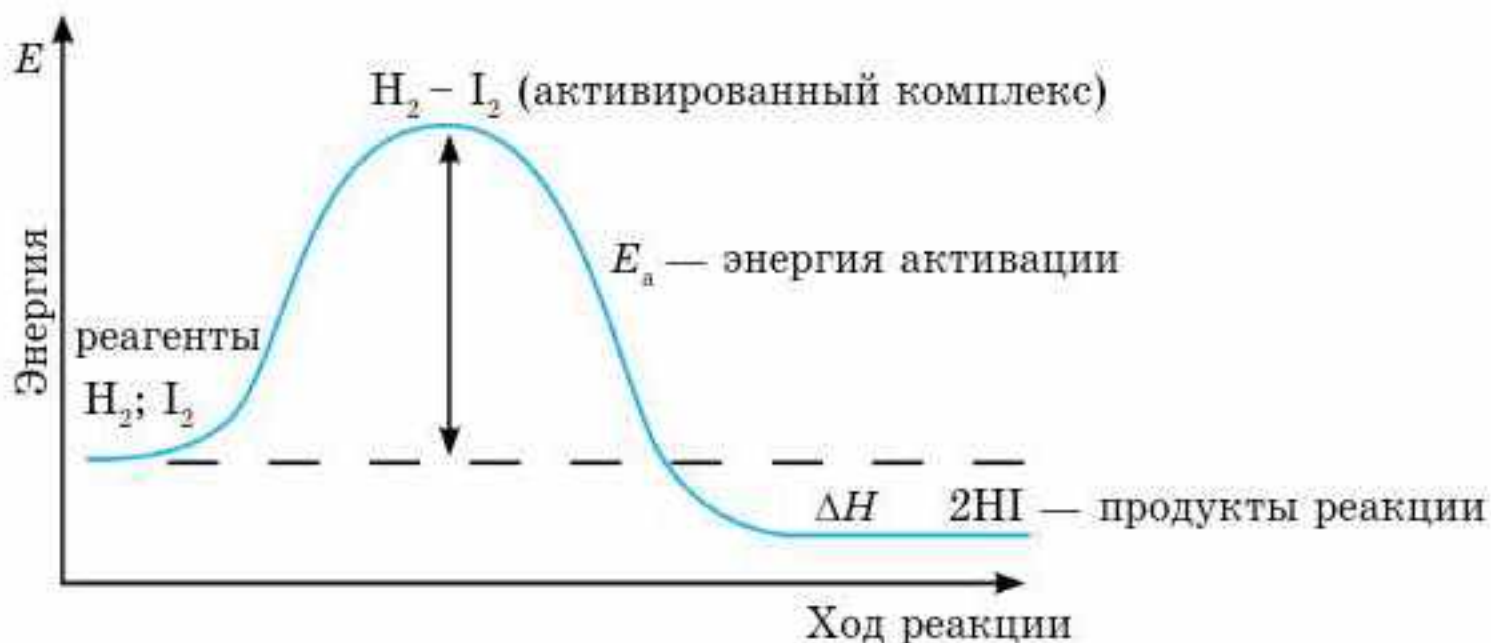


Рис. 34. Изменение энергии системы в ходе взаимодействия водорода и йода

Далее эта частица может или вернуться к исходному состоянию, или превратиться в две молекулы йодоводорода.

Из рисунка 34 видно, что образование нового вещества сопровождается выделением энергии (ΔH). Произошла экзотермическая реакция. Следовательно, *энергия активации* — это разность между значениями средней энергии активированных комплексов и средней энергии исходных молекул. Она является основным фактором, определяющим скорость той или иной реакции. Значение энергии активации зависит от природы реагирующих веществ. Для того чтобы произошла реакция, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ, чем больше энергия активации, тем медленнее протекает реакция, и, наоборот, чем меньше энергия активации, тем быстрее при данной температуре будет протекать процесс.

Из выводов Аррениуса константа скорости k и энергии активации E_a связаны соотношением, получившим название уравнение Аррениуса:

$$k = Ae \cdot -E_a/(RT),$$

где A — множитель, отражающий количество соударений реагентов (активных столкновений), e — основа натуральных логарифмов; E_a — энергия активации; R — газовая постоянная; T — абсолютная температура (K).

Число активных молекул может быть вычислено по формуле на основе Максвелл — Больцмановского закона распределения:

$$N_E = N_0 \exp[-E/(RT)],$$

где N_E — доля молекул с энергией E , N_0 — общее количество молекул в изучаемой системе, T — температура, R — универсальная газовая постоянная.

Таким образом, экспериментально найденная зависимость скорости реакции от температуры была подтверждена законом распределения молекул по энергиям. Для того чтобы произошла химическая реакция,

молекулы реагентов должны: 1) столкнуться; 2) обладать достаточной энергией активации; 3) иметь благоприятную ориентацию для скорейшего взаимодействия друг с другом.

Знаешь ли ты?

Многие реакции практически не идут, если нет высокой энергии активации. Если бы все реакции могли идти, не имея энергетического барьера, то кислород воздуха прореагировал бы со всеми веществами, которые могут гореть или просто окисляться. Вследствие этого все органические вещества окислились бы до конечных продуктов CO_2 и H_2O . Следовательно, мы существуем благодаря наличию энергии активации, которая не позволяет реакциям идти со значительной скоростью и со взрывом.



На скорость химических реакций влияет природа реагирующих веществ, концентрация (давление, газы), температура и др. Зависимость скорости реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа*, согласно которому при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.

Взаимодействуют лишь частицы, обладающие избыточной энергией. Для активации молекул исходных веществ надо затратить определенную энергию. Наименьшая энергия активирования исходных частиц, необходимая для того, чтобы могла произойти реакция, называется *энергией активации* E_a (кДж/моль). Чем больше энергия активации, тем медленнее протекает реакция, и, наоборот, чем меньше энергия активации, тем быстрее при данной температуре будет протекать процесс.

Знаешь ли ты?

Для большинства биохимических реакций температурный коэффициент варьирует от 1,5 до 3,0 т. е. если в результате какого-либо заболевания температура человеческого тела поднялась, например, с $36,5^\circ\text{C}$ до $39,5^\circ\text{C}$, то увеличилась скорость происходящих биохимических процессов в 1,13—1,39 раза, т. е. на 13—39%.



1. От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
2. Сформулируйте закон действующих масс?
3. Что такое *энергия активации*? Для чего нужна энергия активации?
4. Энергия активации у каких реакций больше: у экзотермических или эндотермических?
5. Как изменяется скорость химических реакций с увеличением температуры?
6. Назовите фактор, определяющий скорость химической реакции в каждом случае:
 - а) взаимодействие с водой натрия и железа;
 - б) горение серы на воздухе и в кислороде;
 - в) взаимодействие цинка с горячей и холодной растворами соляной кислоты.
 Напишите уравнения соответствующих реакций.

- 1. При повышении температуры на 30°C скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?
Ответ: $\gamma = 4$.
- 2. При увеличении температуры на 50°C скорость реакции возросла в 1024 раза. Вычислите температурный коэффициент реакции γ .
Ответ: $\gamma = 4$.
- 3. При 80°C некоторая реакция заканчивается за 18 мин. Сколько потребуется времени для проведения этой реакции при:
а) 110°C; б) 60°C. Температурный коэффициент реакции $\gamma = 3$.
Ответ: а) 40 сек; б) 162 мин.



§ 22. КАТАЛИЗАТОРЫ И КАТАЛИЗ

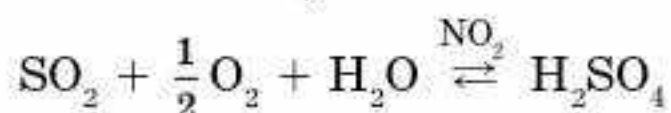
Одно из наиболее эффективных средств воздействия на скорость химических реакций — использование *катализаторов*, веществ, которые повышают скорость химической реакции, но сами не расходуются в этом процессе.

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами в итоге не расходуются, называют катализаторами.

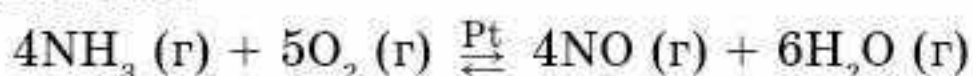
Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют каталитическими. Около 90 % промышленных химических процессов — каталитические. Катализаторы подразделяются на гомогенные, гетерогенные. Влияние катализаторов на скорость реакции называется *катализом*. Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенным называют катализ, при котором и реагенты, и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии. Типичными гомогенными катализаторами являются кислоты и основания.

Гетерогенными называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях. В качестве гетерогенных катализаторов применяют металлы, их оксиды и др. Простейшим примером гомогенного катализа является окисление SO_2 в SO_3 в присутствии NO_2 с превращением последнего в H_2SO_4 (нитрозный метод получения серной кислоты):



Примером гетерогенного катализа служит окисление аммиака в присутствии платины:



Механизм действия катализаторов является очень сложным. Для понимания механизма гомогенного катализа предложена теория

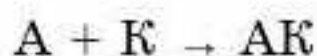
Сегодня на уроке:

- узнаем о влиянии катализатора на скорость химических реакций

Ключевые понятия

- катализатор
- катализ
- гомогенный катализ
- гетерогенный катализ
- ингибиторы
- каталитические яды

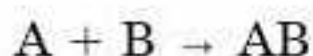
промежуточных соединений. Сущность этой теории заключается в том, что если медленно протекающую реакцию $A + B \rightarrow AB$ вести в присутствии катализатора K , то катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя непрочное промежуточное соединение:



Затем промежуточное соединение AK взаимодействует с другим исходным веществом, при этом катализатор освобождается:



Если теперь оба процесса суммировать, то получим исходное уравнение:



Таким образом, катализатор доставляет реагирующим частицам необходимую энергию для эффективных соударений, т. е. катализатор снижает необходимую для реакции энергию активации, предоставляя реагентам альтернативный путь разрушения химических связей между молекулами исходных веществ и образования новых связей. Катализ широко распространен в природе, он играет огромную роль в жизнедеятельности организмов. Вам известно, что в нашем организме происходит непрерывное окисление углеродсодержащих веществ кислородом воздуха с образованием воды и углекислого газа. В биохимических процессах роль катализатора играют ферменты белковой природы. Благодаря им в живых организмах при невысокой температуре с большой скоростью протекает множество сложных химических реакций. Ферменты отличаются особой специфичностью, каждый из них ускоряет только “свою” реакцию, идущую в нужное время и в нужном месте с выходом, близким к 100 %. Создание аналогичных ферментам искусственных катализаторов — мечта химиков! Катализаторы играют важную роль в химической промышленности, так как позволяют увеличить производительность труда и снизить себестоимость продукции. Следовательно, катализаторы способствуют более быстрому переходу системы из начального в конечное состояние.

Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют *ингибиторами* (от лат. *inhibere* — “задерживать”). Они с высокой скоростью реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений. В результате скорость реакции резко замедляется, и она прекращается. Ингибиторы часто специально добавляют в разные вещества, чтобы предотвратить нежелательные процессы. Особое практическое значение имеют ингибиторы коррозии металлов. Ингибиторы содержатся и в живых

организмах, они подавляют различные вредные реакции окисления в клетках тканей, которые могут инициироваться, например радиоактивным излучением.

Знаешь ли ты?

Ферментативные катализаторы ускоряют реакции в десятки и сотни миллионов раз. Одна молекула фермента за одну минуту способна расщепить 36 000 000 молекул исходных элементов. Природные ферменты способны к самоорганизации. Недостатки ферментов: живут только внутри клетки, вне ее разрушаются спустя несколько минут; при высокой температуре происходит денатурация, у каждого из них своя среда.

Каталитические яды — вещества, вызывающие “отравление” катализатора, т. е. снижающие его каталитическую активность или полностью прекращающие каталитическое действие. Причина отравления каталитических ядов в адсорбции на поверхности катализатора. К числу наиболее распространенных каталитических ядов принадлежат H_2O , CO , CO_2 , H_2S , N , P , As , Sb и др.



На скорость химических реакций влияет присутствие катализаторов. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами в итоге не расходуются, называют *катализаторами*.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют *каталитическими*. *Гомогенным* называют катализ, при котором и реагенты, и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии.

Гетерогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях.

Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют *ингибиторами*.

Дмитрий Владимирович Сокольский (1910—1987)

Академик АН КазССР, Герой Социалистического Труда, доктор химических наук, профессор. Крупнейший ученый в области гетерогенного катализа. Внес большой вклад в разработку и широкое применение электрохимических методов исследования состояния катализаторов. Со своими учениками создал основы теории каталитической гидрогенизации.



◆ Состояние развития катализа и нефтехимии в Казахстане

Академиком Д. В. Сокольским была создана казахстанская школа катализа, которая успешно работает и сегодня на базе Института органического катализа и электрохимии им. Д. В. Сокольского (ИОКЭ) и химического факультета Казахского национального университета им. аль-Фараби. Кроме этих институтов в Казахстане проблемами катализа и нефтехимии занимаются: Институт химических наук им. А. Б. Бектурова, Институт нефти и газа Казахского национального технического университета им. К. И. Сатпаева, Национальная инженерная академия РК, Институт органического синтеза и углехимии РК, Казахский институт нефти и газа НК «КазМунайГаз», Атырауский институт нефти и газа, Национальный центр по комплексной переработке минерального сырья.

Основные направления работы ИОКЭ им. Д. В. Сокольского: разработка высокоэффективных катализаторов для процессов переработки нефти. В Казахском национальном университете им. аль-Фараби исследуются проблемы по каталитическому и нефтехимическому направлениям: создание и внедрение катализаторов крекинга тяжелых нефтяных фракций на базе минерального сырья Казахстана. В Институте химических наук им. А. Б. Бектурова исследуются проблемы: переработка тяжелых нефтяных остатков, создание катализаторов для переработки тяжелых нефтяных отходов и отходящих и попутных газов.

Институт органического синтеза и углехимии РК разрабатывает катализаторы и технологии гидрогенизации углей, а также исследует электрокаталитическое восстановление углеводородов с различными функциональными группами.

Перспективы развития катализа и нефтехимии на ближайшие годы в Казахстане определяются «Основными приоритетными направлениями развития науки в области химико-технологических наук».



Самые используемые катализаторы

1. Платина
2. Никель
3. Палладий
4. Железо
5. Оксид ванадия (V)
6. Оксид вольфрама (VI)
7. Оксид молибдена (VII)
8. Оксид хрома (III)
9. Оксид цинка
10. Кобальт



1. Что такое *катализаторы*? Объясните, почему катализаторы увеличивают скорость химических реакций.
2. Что называется *катализом*? Дайте объяснение гетерогенному и гомогенному катализу.
3. В лаборатории для получения кислорода разложением: а) бертолетовой соли $KClO_3$; в) пероксида водорода H_2O_2 в качестве катализатора применяют оксид марганца MnO_2 . К какому типу — гомогенного или гетерогенного — катализа относятся эти процессы?
4. Что такое *ингибиторы*? Для чего они нужны?
5. Что такое *ферменты*?
6. Какие вещества называются каталитическими ядами?



- 1. За месяц до начала занятий в школе лаборант приготовил водный раствор пероксида водорода с концентрацией 0,3 моль/л и оставил колбу с раствором на полке. Первого сентября учитель химии готовил демонстрационный опыт и обнаружил, что концентрация H_2O_2 уменьшилась вдвое. Рассчитайте среднюю скорость разложения пероксида водорода.

Ответ: $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л·сут.

- 2. Пероксид водорода при нагревании разлагается с выделением кислорода $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. При начальной концентрации $C(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,156$ моль/л половина вещества распалась за 2,5 часа. Рассчитайте среднюю скорость реакции разложения. Какой объем кислорода (в пересчете на н. у.) выделится из 1 л раствора H_2O_2 за это время?

Ответ: $5,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л·мин; 0,82 л O_2 .



Изучение влияния фермента на скорость химической реакции

В стаканы поместите кусочек сырого картофеля и вареного, добавьте пероксид водорода. Скорость реакции выделения O_2 в сыром картофеле больше, чем в вареном картофеле. В сыром картофеле фермент не разрушен. Эту же реакцию можно проводить с использованием кусочков сырого и вареного мяса.

Решение задач на тему: “Изменение скорости реакции при изменении концентрации реагирующих веществ и температуры”

Задача 1. Некоторая реакция заканчивается при 50°C за 18 мин, а при 30°C — за 2 мин. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа этой реакции. Рассчитайте, за какое время реакция закончится при 80°C .

Решение.

Находим, во сколько раз реакция будет идти быстрее при нагревании системы от 30°C до 50°C :

$$\frac{18 \text{ мин}}{2 \text{ мин}} = 9.$$

Таким образом, при нагревании системы на 20°C скорость реакции возрастает в 9 раз.

На основании уравнения Вант-Гоффа находим, что отношение скорости реакции в нагретой системе к начальной скорости реакции выражается отношением:

$$\frac{v}{v_0} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}.$$

Подставляя данные, получаем уравнение и решаем его:

$$\gamma^{\frac{50-30}{10}} = 9.$$

$$\begin{aligned} \gamma^2 &= 9, \\ \gamma &= \pm 3. \end{aligned}$$

Значение -3 исключаем, оно не имеет физического смысла. Получаем, что температурный коэффициент реакции равен 3.

Возьмем за основу состояние системы, например, при 20°C . Рассчитаем, во сколько раз возрастет скорость реакции при нагревании системы до 80°C :

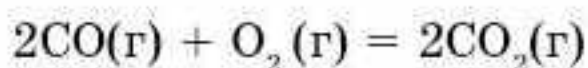
$$\frac{v}{v_0} = 3^{\frac{80-20}{10}} = 3^6 = 729,$$

т. е. данная реакция при нагревании системы от 20°C до 80°C пойдет быстрее в 729 раз. Если она заканчивалась при 20°C за 18 мин, то при 80°C для того, чтобы реакция закончилась, потребуется в 729 раз меньше времени. Выразим 18 мин в секундах (1080 с) и рассчитаем время, за которое реакция происходит при 80°C :

$$\frac{1080 \text{ с}}{729} \approx 1,5 \text{ с.}$$

Ответ: $\gamma = 3$; реакция при 80°C закончится за 1,5 с.

Задача 2. Как изменится скорость реакции:



при увеличении концентрации оксида углерода (II) в 3 раза?

Решение:

1. Напишем кинетическое уравнение реакции:

$$v_1 = k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)$$

2. Выразим скорость этой реакции при условии увеличения концентрации CO в 3 раза:

$$v_2 = k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)$$

3. Выразим соотношение скоростей реакции:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)}{k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)} = 9.$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 9 раз.

Задача 3. Константа скорости распада пенициллина при температуре 36°C равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41°C – $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

Решение:

1. Температурный коэффициент скорости реакции вычисляем по правилу Вант-Гоффа:

$$k_2 = k_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

2. Подставляем данные:

$$\gamma^{\frac{41-36}{10}} = \frac{k_2}{k_1}; \quad \gamma^{0,5} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-5}} = 2.$$

Следовательно, $\gamma = 4$.

Ответ: $\gamma = 4$.



1. В системе, содержащей NO_2 и CO , увеличили давление в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость реакции?
2. При повышении температуры на 10°C скорость некоторой реакции возрастает в два раза. При 20°C скорость этой реакции равна $0,04$ моль/л·мин. Какой будет скорость этой реакции при 50°C и 0°C ?

Ответ: $\vartheta_{50} = 0,32$ моль/л·мин,
 $\vartheta_0 = 0,01$ моль/л·мин.

3. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент реакции $\gamma = 3$.

Ответ: 40°C .

4. При 60°C реакция протекает за 270 с. За какое время произойдет эта же реакция при 80°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен $\gamma = 3$?

Ответ: 30 с.

5. В системе, в которой реакция протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{NO}$, концентрация оксида азота (I) была увеличена с $0,25$ до $0,45$ моль/л, а концентрация кислорода уменьшена от $0,6$ до $0,2$ моль/л. Рассчитайте, как изменится скорость реакции.

Ответ: увеличится в 1,08 раза.

6. В результате некоторой реакции в единице объема за единицу времени образовалось $12,15$ г бромоводорода, в результате другой реакции при тех же условиях образовалось $12,8$ г йодоводорода. Какая реакция идет с большей скоростью?

7. Срок хранения автомобильных покрышек при температуре 20°C составляет 5 лет, а при температуре 10°C — 10 лет. Сколько лет можно хранить покрышки при 10°C ?

Ответ: 40 лет.

8. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 100 до 200°C , если при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается вдвое?



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

Изучение зависимости скорости химических реакций от различных факторов: температура, концентрация, давление

Реактивы:

- металлы: цинк, алюминий
- растворы 5- и 10% -ной соляной кислоты
- 20% -ный раствор серной кислоты

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- пробирки и штатив для пробирок
- пипетки
- спиртовка

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт. 1. Влияние концентрации реагирующих веществ.

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну прилейте 1 мл 10% -ной соляной кислоты, в другую — столько же 5% -ной кислоты. Где более интенсивно проходит реакция? Почему? Сделайте вывод. Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Влияние температуры.

В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты, опустите в них по 1 грануле алюминия. Содержимое одной из пробирок нагрейте. По интенсивности выделения пузырьков водорода сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции. Напишите уравнение реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

Изучение зависимости скорости химических реакций от различных факторов: гомогенный, гетерогенный катализ

Реактивы:

- 3% -ный раствор сульфата меди (II)
- 10% -ные растворы гидроксида аммония, пероксида водорода
- кристаллический оксид марганца (IV) MnO_2

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- цилиндры на 250 мл
- измерительные цилиндры на 100, 25, 10 мл
- пробирки и штатив для пробирок
- спиртовка
- лучинка



Ход работы

Опыт 1. Гомогенный катализ

Налейте в один цилиндр (объемом 250 мл) 50 мл раствора сульфата меди (II), в другой — 50 мл раствора гидроксида аммония, в третий — по 25 мл растворов сульфата меди (II) и гидроксида аммония. Добавьте во все цилиндры по 10 мл раствора пероксида водорода. Обратите внимание на скорость разложения пероксида водорода и сделайте соответствующий вывод.

Опыт 2. Гетерогенный катализ

В пробирку налейте 1 мл пероксида водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что наблюдаете? Добавьте к пероксиду водорода несколько кристаллов оксида марганца (IV) MnO_2 и снова внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какую роль играет MnO_2 ? На основании проведенных опытов сделайте вывод о факторах, влияющих на скорость химических реакций. Напишите уравнения соответствующих реакций.



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

§ 23. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Сегодня на уроке:

- поймем, что такое химическое равновесие.

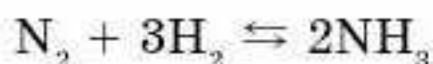
Ключевые понятия

- обратимые реакции
- химическое равновесие
- константа равновесия

Как известно, по направлению реакции бывают *обратимыми* и *необратимыми*. Большая часть химических реакций обратима, т. е. протекает одновременно во взаимно противоположных направлениях.

Обратимыми называют химические реакции, протекающие в данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (*прямая*), так и в сторону их распада (*обратная*). При записи уравнений таких реакций знак равенства заменяют противоположно направленными стрелками.

Простейшим примером обратимой реакции является синтез аммиака:



Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой*, а справа налево — *обратной*.

Если проводить обратимую реакцию в закрытой системе, то через некоторое время система придет в состояние химического равновесия — концентрации всех реагирующих веществ перестанут изменяться во времени. На рисунке 35 показано изменение скоростей прямой и обратной реакций с течением времени.

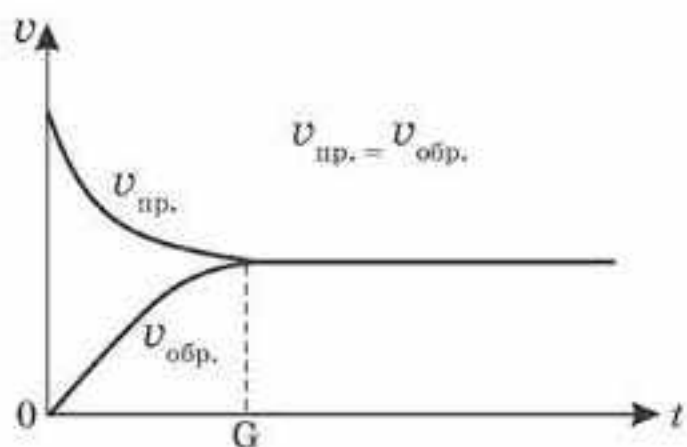


Рис. 35. Изменение скорости прямой (1) и обратной (2) реакций с течением времени (t)

Сначала при смещении исходных веществ скорость прямой реакции велика, а скорость обратной — равна нулю. По мере протекания реакции исходные вещества расходуются и их концентрации падают. В результате этого уменьшается скорость прямой реакции. Одновременно появляются продукты реакции и их концентрация возрастает. Вследствие этого начинает



идти обратная реакция, причем ее скорость постепенно увеличивается. Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает химическое равновесие. В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества.

Химическое равновесие — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Прямая и обратная реакции идут дальше, не прекращаясь, поэтому равновесие называют *динамичным*.

При постоянных температуре и давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределенно долгое время. Состояние равновесия обратимого процесса характеризуется константой равновесия.

Например, для записанной в общем виде обратимой химической реакции:



согласно закону действия масс, скорости прямой (ϑ_1) и обратной (ϑ_2) реакций соответственно равны:

$$\vartheta_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$\vartheta_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

Концентрации реагентов и продуктов, отвечающие состоянию равновесия, называют *равновесными* и обозначают символами $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$. В состоянии химического равновесия $\vartheta_1 = \vartheta_2$, т. е.

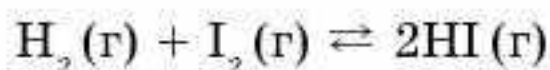
$$k_1 \cdot [A]^a[B]^b = k_2 \cdot [C]^c[D]^d,$$

следовательно, $K_p = \frac{k_2}{k_1} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$, где K_p — константа равновесия.

Отношение константы скоростей прямой и обратной реакций при постоянной температуре называют *константой химического равновесия* K_p .

Данное уравнение является математическим выражением закона действующих масс при химическом равновесии.

Напишем выражение константы равновесия для реакции синтеза йодоводорода:



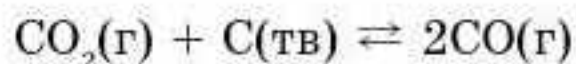
$$\vartheta_1 = k_1[H_2][I_2]$$

$$\vartheta_2 = k_2[HI]^2$$

$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2,$$

откуда $K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$.

В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой или жидкой фазе. Например, для реакции:



константа равновесия имеет вид: $K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$.

Численное значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции. Чем больше константа равновесия, тем полнее исходные вещества (А и В) превращаются в продукты реакции (С и D), т. е. тем больше выход продуктов реакции. Таким образом, при $K_p > 1$ выход продуктов больше, а при $K_p < 1$ выход продуктов реакции очень мал.



Большая часть химических реакций обратима, т. е. протекает одновременно во взаимно противоположных направлениях.

Обратимыми называют химические реакции, протекающие в данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (прямая), так и в сторону их распада (обратная). В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. *Химическое равновесие* — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными. Состояние равновесия обратимого процесса характеризуется *константой равновесия*. Численное значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции.



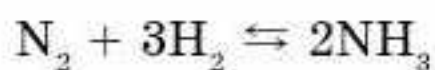
1. Какие реакции называются: а) обратимыми; б) необратимыми? Приведите примеры.
2. Что такое *химическое равновесие*?
3. Почему химическое равновесие называется динамичным? Приведите примеры.
4. Что такое *константа химического равновесия*?
5. Что характеризует численное значение константы равновесия?
6. Напишите выражения для константы равновесия следующих обратимых реакций:
 - 1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{г})$
 - 2) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$
 - 3) $3\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{г})$
 - 4) $\text{C}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$.

§ 24. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Химическое равновесие при неизменных условиях может сохраняться сколько угодно долго, но при изменении температуры, давления или концентрации реагентов равновесие может “сместиться” в ту или иную сторону протекания процесса. Направление смещения равновесия сформулировал в 1885 г. французский ученый Ле Шателье, а в 1887 г. теоретически обосновал немецкий ученый Ф. Браун: *если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию), при котором система находится в равновесии, то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует этому изменению.* Изменяя эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям. Такой переход называют *смещением* или *сдвигом равновесия*.

Рассмотрим применение принципа Ле Шателье — Брауна к различным типам воздействия.

Влияние изменения концентрации. Если в равновесной системе увеличить концентрацию одного из реагирующих веществ, то равновесие сдвинется в направлении той реакции, при которой количество этого вещества уменьшается. Например, при введении дополнительного количества азота равновесие реакции синтеза аммиака сместится вправо — в направлении уменьшения концентрации азота и образования большого количества аммиака:



Влияние изменения давления. Синтез аммиака из водорода и азота сопровождается уменьшением объема. При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования аммиака, и, наоборот, понижение давления способствует смещению равновесия влево — в направлении разложения аммиака.

При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, и, наоборот, понижение давления способствует процессу, сопровождающемуся увеличением объема.

Сегодня на уроке:

- узнаем о факторах, которые смещают химическое равновесие;
- научимся прогнозировать направление смещения химического равновесия по принципу Ле Шателье — Брауна.

Ключевые понятия

- принцип Ле Шателье — Брауна
- влияние изменения концентрации
- влияние изменения давления
- влияние изменения температуры
- влияние катализаторов



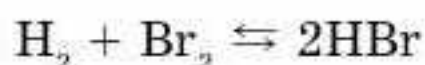
Влияние изменения температуры. При повышении температуры ускоряются как прямая, так и обратная реакции, но в различной степени. При этом эндотермический процесс ускоряется больше, чем экзотермический. При понижении температуры в системе из двух реакций быстрее протекает экзотермическая, поэтому равновесие экзотермической реакции при повышении температуры смещается в сторону исходных веществ, а эндотермической — в сторону продуктов реакции. Рассмотрим реакцию синтеза аммиака:



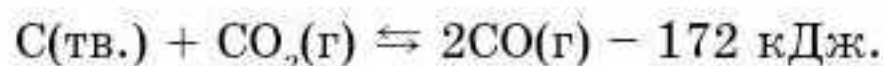
Из уравнения реакции видим, что процесс образования аммиака является экзотермическим, а разложение аммиака — эндотермическим. При повышении температуры равновесие этой реакции смещается влево, в направлении реакции разложения аммиака, которая проходит с поглощением тепла. Наоборот, охлаждение смещает равновесие вправо, в направлении образования аммиака. Эта реакция идет с выделением тепла и противодействует охлаждению.

Влияние катализаторов. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.

Необходимо отметить, что равновесие под влиянием изменения давления смещается лишь в том случае, когда в реакции происходит газообразование вещества и реакция сопровождается изменением общего числа молекул. Если общее число молекул в процессе реакции не изменяется, то увеличение или уменьшение давления не влияет на равновесие этой реакции. Например, в реакции синтеза бромоводорода:



Принцип Ле Шателье — Брауна можно применить к таким реакциям, в которых реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях. Например, в обратимой химической реакции:



Повышение температуры будет смещать равновесие этой реакции в направлении эндотермического процесса — образования монооксида углерода.

Повышение давления будет смещать равновесие в направлении превращения монооксида углерода в его диоксид.

Что же касается влияния изменения концентрации компонентов на равновесие системы, то на смещении равновесия будут сказываться только концентрации газообразных веществ реакции.



Принцип Ле Шателье — Брауна применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: к испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др. При производстве важнейших химических продуктов принцип Ле Шателье — Брауна и расчеты, вытекающие из закона действующих масс, дают возможность находить такие условия для проведения химического процесса, которые обеспечивают максимальный выход целевых продуктов.



При увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие сдвинется в сторону образования продуктов реакции. При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, и, наоборот, понижение давления способствует процессу, сопровождающемуся увеличением объема. Повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермического, а понижение температуры — в направлении экзотермического процессов. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.



1. Как формулируется принцип Ле Шателье — Брауна?
 2. Поясните, что означает "сместить химическое равновесие"?
 3. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
 4. Какова роль катализатора в обратимых реакциях?
 5. Какие факторы способствуют увеличению выхода следующих промышленно важных реакций:
 - а) $C_2H_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g) + Q$;
 - б) $C(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g) - Q$;
 - в) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$?
 6. Как влияет изменение давления на равновесие следующих обратимых реакций:
 - 1) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$
 - 2) $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightleftharpoons C_2H_6(g)$
 - 3) $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$?
- 1. Вычислите константу равновесия реакции $A + 2B \rightleftharpoons C$, если равновесные концентрации: $[A] = 0,12$ моль/л; $[B] = 0,24$ моль/л; $[C] = 0,295$ моль/л.
Ответ: $K_p = 42,75$.
- 2. Вычислите равновесные концентрации $[H_2]$ и $[I_2]$ в реакции $H_2 + I_2 = 2HI$, если их начальные концентрации составили 0,5 и 1,5 моль/л соответственно, а равновесная концентрация $[HI] = 0,8$ моль/л. Вычислите константу равновесия.
Ответ: $[H_2] = 1,1$ моль/л; $[I_2] = 0,1$ моль/л; $K_p = 5,82$.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

Смещение химического равновесия

Реактивы:

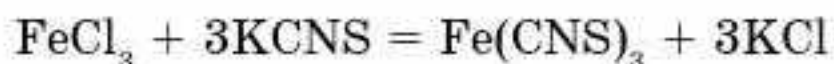
0,01 М и 1 М раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , роданида калия KCNS ; 10 г кристаллического хлорида калия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- стаканы на 500 мл и 100 мл
- стеклянные палочки
- пипетки
- измерительные цилиндры
- белый экран

Ход работы

Налейте в большой стакан по 100 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия, содержимое перемешайте стеклянной палочкой. Появляется характерное красное окрашивание, обусловленное присутствием $\text{Fe}(\text{CNS})_3$:



Разлейте полученный красный раствор поровну в четыре стакана, которые поставьте перед белым экраном. Первый стакан оставьте для сравнения, во второй добавьте 5 мл 1 М раствора хлорида железа (III), в третий — 5 мл 1 М раствора роданида калия KCNS и перемешайте их стеклянной палочкой. Во втором и третьем стаканах окраска усиливается. В четвертый стакан прибавьте 5 г хлорида калия и энергично перемешайте стеклянной палочкой. Окраска раствора по мере растворения хлорида калия заметно ослабляется. На основании результатов опыта сделайте соответствующие выводы.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ



§ 25. СРАВНИТЕЛЬНАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

Весь естественный мир состоит из химических элементов. И даже далекие галактики состоят из тех же химических элементов, что и наша Земля.

Наименьшая частица любого химического элемента, обладающая всеми его свойствами, — это *атом*.

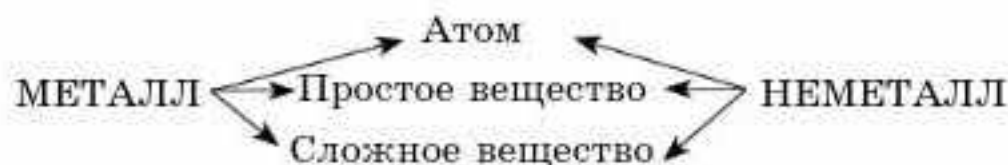
Химические элементы делятся на *металлы* и *неметаллы*.

Все металлы (кроме ртути) твердые при нормальных условиях. Однако твердость их различна.

Некоторые неметаллы в свободном виде при комнатной температуре являются газами, другие — твердые, и один — жидкий.

Каждый из элементов периодической системы взаимосвязан с понятиями *атом*, *простое* или *сложное вещество*:

Формы существования химического элемента



Металлы и неметаллы отличаются в первую очередь строением. Изобразим строение атома натрия и хлора:



Сравните строение их внешних уровней. Легко заметить, что у металлов небольшое число электронов, поэтому они легко отдают наружные электроны и проявляют восстановительные свойства. Склонность металла отдавать электроны зависит от его строения и, прежде всего, от размера атомов: чем больше атомные радиусы, тем легче металл отдает электроны.

Сегодня на уроке:

- сравним и обобщим свойства металлов и неметаллов.

Ключевые понятия

- металл
- неметалл
- электроотрицательность
- восстановитель
- окислитель



Рис. 36. Изменение свойств металлов и неметаллов в периодической системе

Металлы — простые вещества, степень окисления атомов в них равна 0. Вступая в реакции, металлы почти всегда изменяют степень окисления своих атомов. Электроотрицательность этих атомов невелика, поэтому атомы металлов приобретают положительную степень окисления. Следовательно, все металлы в той или иной степени проявляют восстановительные свойства.

А неметаллы, наоборот, имеют большое число наружных электронов и легко присоединяют недостающие электроны и проявляют окислительные свойства. Окислительная активность неметаллов зависит, с одной стороны, от размеров атомов (чем меньше атомы, тем активнее вещество), а с другой — от прочности ковалентных связей в простом веществе (чем прочнее связи, тем менее активно вещество).

В периодической системе свойства металлов и неметаллов изменяются в периодах и группах (рис. 36).

Наблюдаются различия и в радиусах атомов этих элементов (рис. 37).

Аналогично существует различие в образовании химической связи у металлов и неметаллов:



Существуют различия и в кристаллических решетках простых веществ. У металлов только металлическая кристаллическая решетка, а неметаллам характерны атомные и молекулярные кристаллические решетки:



Кристаллические решетки неметаллов

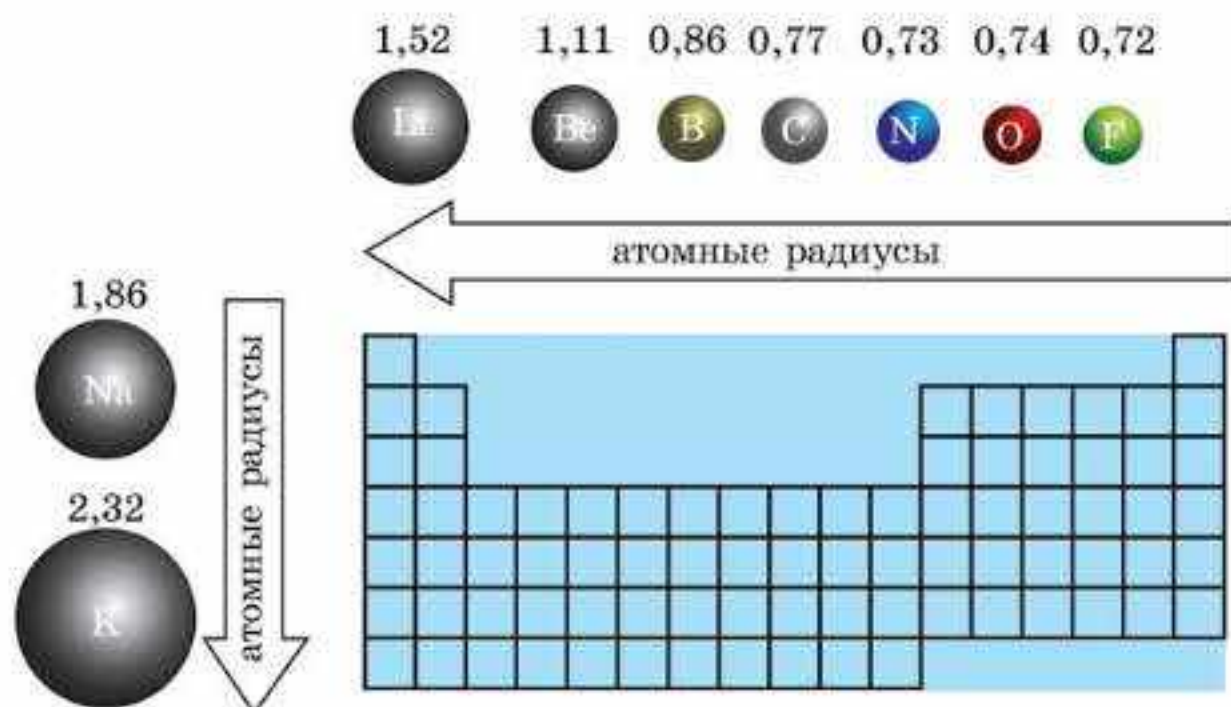


Рис. 37. Изменение радиусов атомов

Безусловно, различия в строении атомов, видах химических связей и кристаллическом строении приводят к различиям в физических свойствах металлов и неметаллов (табл. 14).

Таблица 14

Сравнение физических свойств металлов и неметаллов

Свойства	Неметаллы	Металлы
1	2	3
Агрегатное состояние при комнатной температуре	Твердое (например, фосфор и графит), жидкое (только бром) или газообразное (например, кислород, хлор и др.)	Твердые вещества, за исключением ртути, представляющей собой жидкость
Цвет	Различный, например, бром — красно-бурый, сера — желтая, хлор — желтовато-зеленый. Блеск	Большинство металлов, за исключением золота и меди, имеют серебристо-серый цвет с различными

1	2	3
	отсутствует (за некоторым исключением, например кристаллический йод, графит)	оттенками, все металлы обладают характерным металлическим блеском
Пластичность	Отсутствует	Обладают
Теплопроводность	Только углерод (графит)	Хорошо проводят тепло
Электропроводность	Только углерод (графит) и черный фосфор	Хорошая проводимость

Используя полученные знания из курса химии, на практике сравните физические свойства меди и серы.



Химические элементы делятся на металлы и неметаллы. *Металлы* — твердые вещества (кроме ртути). *Неметаллы* находятся в различных агрегатных состояниях.

Строение металлов и неметаллов — главная отличительная характеристика. *Металлы* имеют металлическую кристаллическую решетку. А *неметаллам* присущи молекулярные и атомные кристаллические решетки. Металлы проявляют восстановительные, а неметаллы окислительные свойства.



1. Какие из приведенных веществ являются металлами и неметаллами: Be, C, K, Ne, Pt, Si, Sn, Ca, Se, Cs, Sc, Ag, Ra?
2. Назовите известные вам активные металлы.
3. Какой из металлов при нормальных условиях жидкий?
4. Почему фтор окисляет даже кислород?
5. Почему металлы не склонны проявлять окислительные свойства?
6. От чего в первую очередь зависит химическая активность металлов?
7. Приведите примеры неметаллов, при обычных условиях представляющих собой: а) газы; б) жидкости; в) твердые вещества.
8. Приведите примеры простых веществ: а) молекулярного; б) немолькулярного строения.

§ 26. СРАВНЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ И СПОСОБОВ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

Сегодня на уроке:

- сравним и обобщим химические свойства металлов и неметаллов, а также способы их получения.

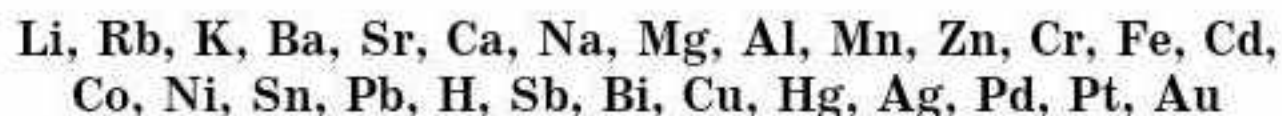
Атомы металлов, не обладая склонностью принимать электроны, могут только их отдавать или обобщать. Все металлы в той или иной степени проявляют восстановительные свойства.

Казалось бы, что самым активным из металлов должен быть франций. Однако самый

из долгоживущих изотопов франция имеет период полураспада 22,3 мин. Его равновесное содержание в земной коре только 340 г. Кроме него имеется еще один вид с периодом полураспада 3,0 мин. Его равновесное содержание в земной коре составляет лишь 0,5 г.

Вследствие этого из применяемых металлов все-таки самым активным считается цезий. Его легкость отдачи своего наружного электрона нашла применение в фотоэлементах.

Сравнительная активность металлов определяется электрохимическим рядом активности (приводится в сокращении):



Расположение лития на первом месте в этом ряду объясняется легкостью образования гидратной оболочки в водных растворах кислот и солей.

Из расположения металлов в этом ряду видно, что самыми активными металлами являются металлы с одним внешним электроном, а самыми устойчивыми — платина и золото. Химические свойства металлов (рис. 37).

Металлы реагируют:

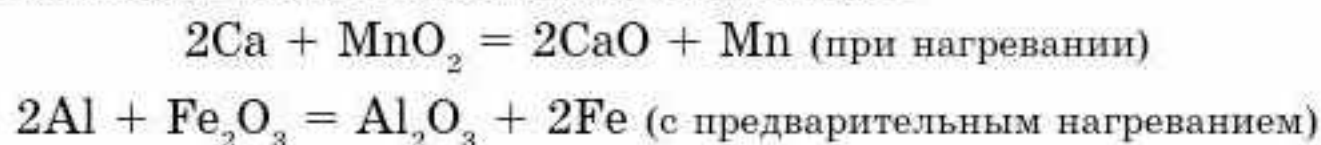
1. С неметаллами (не со всеми):



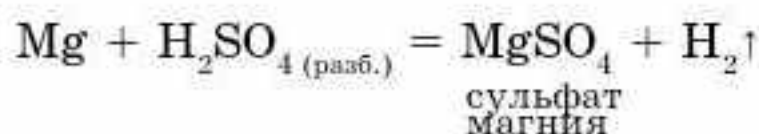
Наиболее активные металлы легко реагируют с галогенами и кислородом, а с азотом реагируют только литий, кальций и магний.

Реагируя с кислородом, большинство металлов образует оксиды, а наиболее активные — пероксиды (Na_2O_2 , BaO_2) и другие более сложные соединения.

2. С оксидами менее активных металлов:



3. С растворами кислот:



Ключевые понятия

- электрохимический ряд активности
- окислительно-восстановительные реакции
- восстановитель
- окислитель



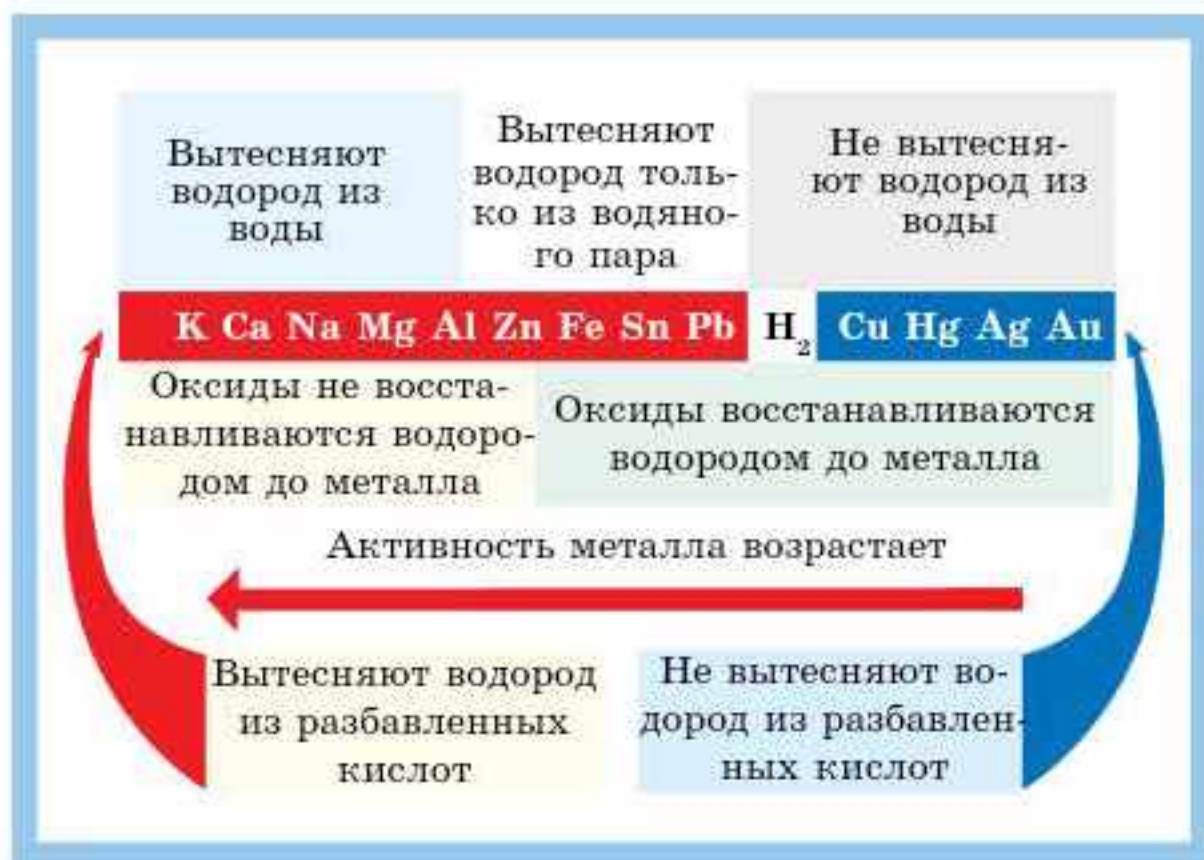
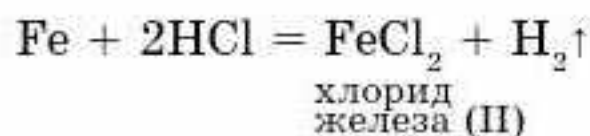
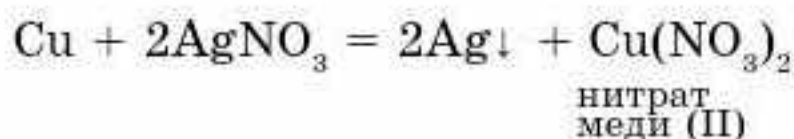
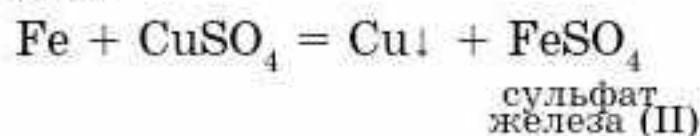


Рис. 37. Химические свойства металлов



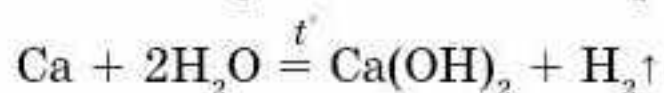
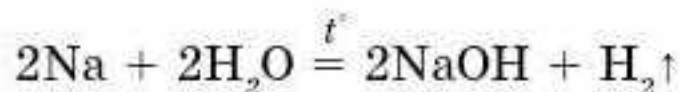
В этом случае возможность реакции легко определяется по ряду напряжений (реакция протекает, если металл в ряду напряжений стоит до водорода).

4. С растворами солей:

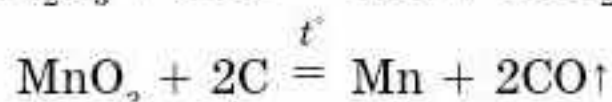
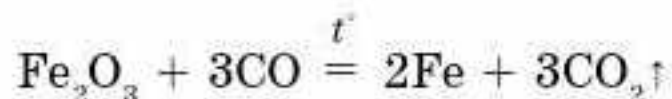


Для определения возможности протекания реакции здесь также используется ряд напряжений.

5. Кроме того, наиболее активные металлы (щелочные и щелочно-земельные) реагируют с водой:



Большинство металлов в промышленности получают, восстанавливая их оксиды:





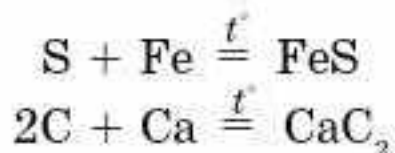
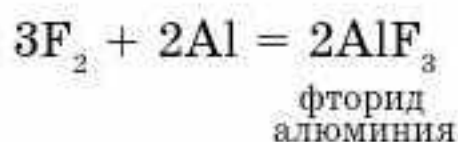
В лаборатории для этого часто используют водород. Наиболее активные металлы как в промышленности, так и в лаборатории получают с помощью электролиза.

В лаборатории менее активные металлы могут быть восстановлены из растворов их солей более активными металлами.

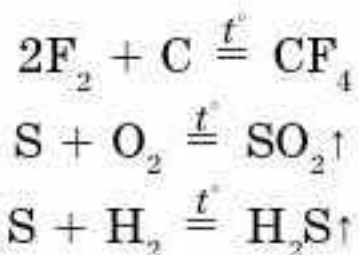
Неметаллы. В отличие от металлов, неметаллы обладают склонностью присоединять электроны, т. е. могут проявлять окислительные свойства. Самый активный неметалл — *фтор*. Он бурно взаимодействует почти со всеми веществами и с большинством из них — с горением и со взрывом. Контакт фтора с водородом приводит к воспламенению и взрыву даже при очень низких температурах (до -252°C). В атмосфере фтора горят даже вода и платина. Фтор также способен окислять кислород, образуя фторид кислорода OF_2 .

Неметаллы могут окислять:

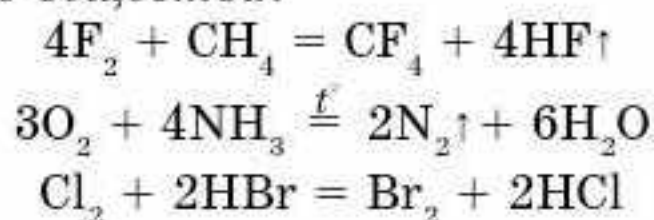
1. Металлы



2. Другие неметаллы:

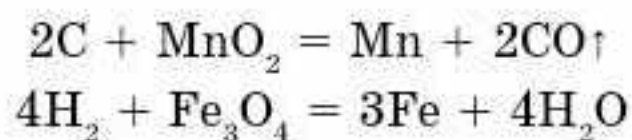


3. Многие сложные вещества:

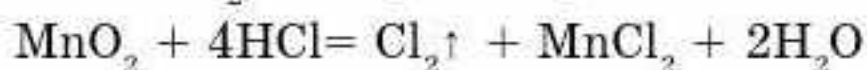
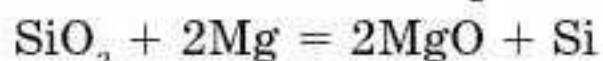
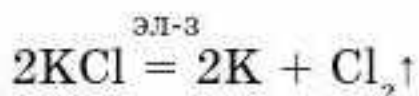


Фтор — самый сильный окислитель. Немного уступают ему кислород и хлор (обратите внимание на их положение в системе элементов).

В значительно меньшей степени окислительные свойства проявляют бор, графит, алмаз, кремний и другие простые вещества, образованные элементами, примыкающими к границе между металлами и неметаллами. Атомы этих элементов менее склонны присоединять электроны. Именно эти вещества (особенно графит и водород) способны проявлять восстановительные свойства:



Неметаллы получают из природных соединений, например, путем электролиза или сложных окислительно-восстановительных процессов.



Металлы проявляют в химических реакциях свойства восстановителей, а неметаллы — свойства окислителей.



Сравнительная активность металлов определяется электрохимическим рядом активности. *Металлы и неметаллы* взаимодействуют с простыми и сложными веществами. Все металлы — восстановители, при взаимодействии с другими веществами отдают свои электроны и окисляются. Самые сильные восстановители —

щелочные металлы. А неметаллы при взаимодействии с другими веществами присоединяют электроны и восстанавливаются. Самый сильный окислитель — фтор.



1. В чем различия металлов и неметаллов по строению и химическим свойствам?
2. Может ли металл, например цезий, быть окислителем? Ответ обоснуйте.
3. Может ли фтор быть восстановителем? Ответ обоснуйте.
4. Приведите по три примера химических реакций, в которых окислительные свойства проявляет: а) хлор; б) водород.
5. Приведите три примера химических реакций, отсутствующих в тексте параграфа, в которых водород проявляет восстановительные свойства.
6. Осуществите превращения:
 - а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}$
 - б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnBr}_2$
 - в) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$
7. Восстановите левые части уравнений:

а) ... = $\text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$	г) ... = $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$
б) ... = $3\text{CO} + 2\text{Fe}$	д) ... = $\text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$
в) ... = $2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$	е) ... = $2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
8. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций методом электронного баланса:
 - 1) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_3 + \text{HCl}$
 - 3) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
 - 4) $\text{CuO} + \text{NH}_3 = \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{P} + \text{N}_2\text{O} = \text{N}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$
 - 6) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 - 7) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 - 8) $\text{Na} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$
 - 9) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
 - 10) $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 = \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 1. Вольфрам — редкий и дорогой металл, используемый при изготовлении нитей для лампочек накаливания. Вольфрам получают восстановлением из оксида WO_3 водородом. Водород получают реакцией железа с серной кислотой:



Сколько потребуется железа и серной кислоты для получения 200 кг вольфрама?

Ответ: 182,6 г железа; 319,6 г серной кислоты.

- 2. Требуется получить 320 г меди из оксида меди (II) CuO. Сколько граммов воды необходимо разложить электролизом, чтобы получить водород для проведения этого превращения?

Ответ: 900 г.

§ 27. СОЕДИНЕНИЯ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

После того как мы сравнили строение и свойства простых веществ металлов и неметаллов, можно приступить к более полной классификации и сравнению свойств важнейших соединений металлов и неметаллов.

Общие формулы водородных соединений по группам периодической системы химических элементов приведены в таблице 15.

Таблица 15

I	II	III	IV	V	VI	VII
ЭН	ЭН ₂	ЭН ₃	ЭН ₄	ЭН ₃	Э ₂ Н	ЭН
Нелетучие водородные соединения			Летучие водородные соединения			

С металлами водород образует (за некоторым исключением) нелетучие соединения, которые являются твердыми веществами немалекулярного строения, поэтому их температуры плавления сравнительно высоки. Такие соединения называются *гидридами*.

С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения (например, фтороводород HF, сероводород H₂S, аммиак NH₃, метан CH₄). При обычных условиях это газы или летучие жидкости. При растворении в воде водородные соединения галогенов, серы, селена и теллура образуют кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se, H₂Te. При растворении в воде аммиака образуется аммиачная вода, обычно обозначаемая формулой NH₄OH и называемая *гидроксидом аммония*. Ее также обозначают формулой NH₃ · H₂O и называют *гидратом аммиака*. Помимо соединений с водородом неметаллы образуют с кислородом различные соединения:

Соединения неметаллов		
ионная	ковалентная полярная	ковалентная неполярная
NaCl, BaO, Na ₂ O	H ₂ O, HCl, NH ₃ , HF	CO ₂ , CH ₄ , CS

С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды. В одних оксидах они проявляют максимальную степень окисления, равную номеру

Сегодня на уроке:

- сравним и обобщим свойства соединений металлов и неметаллов.

Ключевые понятия

- гидриды
- гидроксиды

группы (например, SO_3 , N_2O_5), а в других — более низкую (например, SO_2 , N_2O_3). Кислотным оксидам соответствуют кислоты, причем из двух кислородных кислот одного неметалла сильнее та, в которой он проявляет более высокую степень окисления. Например, азотная кислота HNO_3 сильнее азотистой HNO_2 , а серная кислота H_2SO_4 сильнее сернистой H_2SO_3 .

Характеристики кислородных соединений неметаллов

1. Свойства высших оксидов в периодах слева направо постепенно изменяются от основных к кислотным.

2. В группах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов постепенно ослабевают. Об этом можно судить по свойствам кислот, соответствующих этим оксидам.

Существует несколько оксидов, которые в обычных условиях не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами. Такие оксиды называются *несолеобразующими*. Это, например, CO , SiO , N_2O , NO , MnO_2 . В отличие от них остальные оксиды называют *солеобразующими*.

Кислородные соединения металлов представлены в таблице 16.

Таблица 16

Сравнительная характеристика соединений металлов

Степень окисления металла	Оксиды, их свойства	Гидроксиды	Примеры
+1 +2	Основные Me_2O MeO	MeOH Me(OH)_2	$\text{Na}_2\text{O} — \text{NaOH}$ $\text{CaO} — \text{Ca(OH)}_2$
+2 +3 +4	Амфотерные MeO Me_2O_3 MeO_2	$\text{Me(OH)}_2 — \text{H}_2\text{MeO}_2$ $\text{Me(OH)}_3 — \text{HMeO}_2$ $\text{Me(OH)}_4 — \text{H}_2\text{MeO}_3$	ZnO Al_2O_3 PbO_2
+5 +6 +7	Кислотные Me_2O_5 MeO_3 Me_2O_7	HMeO_3 H_2MeO_4 HMeO_4	V_2O_5 CrO_3 Mn_2O_7

Сравним свойства соединений металлов и неметаллов (табл. 17).

Таблица 17

Свойства соединений металлов и неметаллов

Реагенты	Соединения металлов	Соединения неметаллов
1	2	3
1. H_2O	$2\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HCl}$

1	2	3
2. Основные оксиды	$ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2$	$BaO + SO_3 = BaSO_4$ $2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$
3. Кислотные оксиды	$CrO_3 + 2KOH = K_2CrO_4 + H_2O$	$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$
4. Основания	$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$ $Al(OH)_3 + KOH = K[Al(OH)_4]$	$HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O$
5. Кислоты	$BaO + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$	$3P + 5HNO_3 \xrightarrow{2H_2O} 3H_3PO_4 + 5NO$ $H_2S + 3H_2SO_4 = 4SO_2 + 4H_2O$
6. Соли	$Ca(OH)_2 + CuCl_2 = Cu(OH)_2 + CaCl_2$	$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow$

Как видите, важнейшие классы химических веществ различаются по разным классификационным признакам. Но по какому бы признаку мы ни выделяли класс веществ, все вещества этого класса обладают общими химическими свойствами. Соединения металлов и неметаллов могут взаимодействовать между собой, так как их свойства противоположны.

Между всеми соединениями металлов и неметаллов существует генетическая связь, с которой вы уже знакомы (рис. 38).



С металлами водород образует нелетучие твердые соединения — *гидриды*. С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения. При обычных условиях это газы или летучие жидкости. С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды, а металлы — основные оксиды. Соединения металлов

и неметаллов могут взаимодействовать между собой, так как их свойства противоположны. Между всеми соединениями металлов и неметаллов существует генетическая связь.



- Где в периодической системе элементов расположены элементы, образующие металлы, а где — элементы, образующие неметаллы?
- Напишите формулы пяти металлов и пяти неметаллов.
- Каким оксидам соответствуют следующие гидроксиды:
 H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, H_3PO_4 , $Al(OH)_3$, HNO_3 , $LiOH$?
Каков характер (кислотный или основной) каждого из этих оксидов?
- Даны химические формулы веществ. Найдите среди них соли, назовите их.
 KNO_3 , Al_2O_3 , Al_2S_3 , HCN , CS_2 , H_2S , $K_2[Zn(OH)_4]$, $SiCl_4$, $CaSO_4$, $AlPO_4$.
- Составьте уравнения реакций:
 - $Li_2O + CO_2 \rightarrow$
 - $Na_2O + N_2O_5 \rightarrow$
 - $CaO + SO_3 \rightarrow$
 - $Ag_2O + HNO_3 \rightarrow$
 - $MnO + HCl \rightarrow$
 - $MgO + H_2SO_4 \rightarrow$

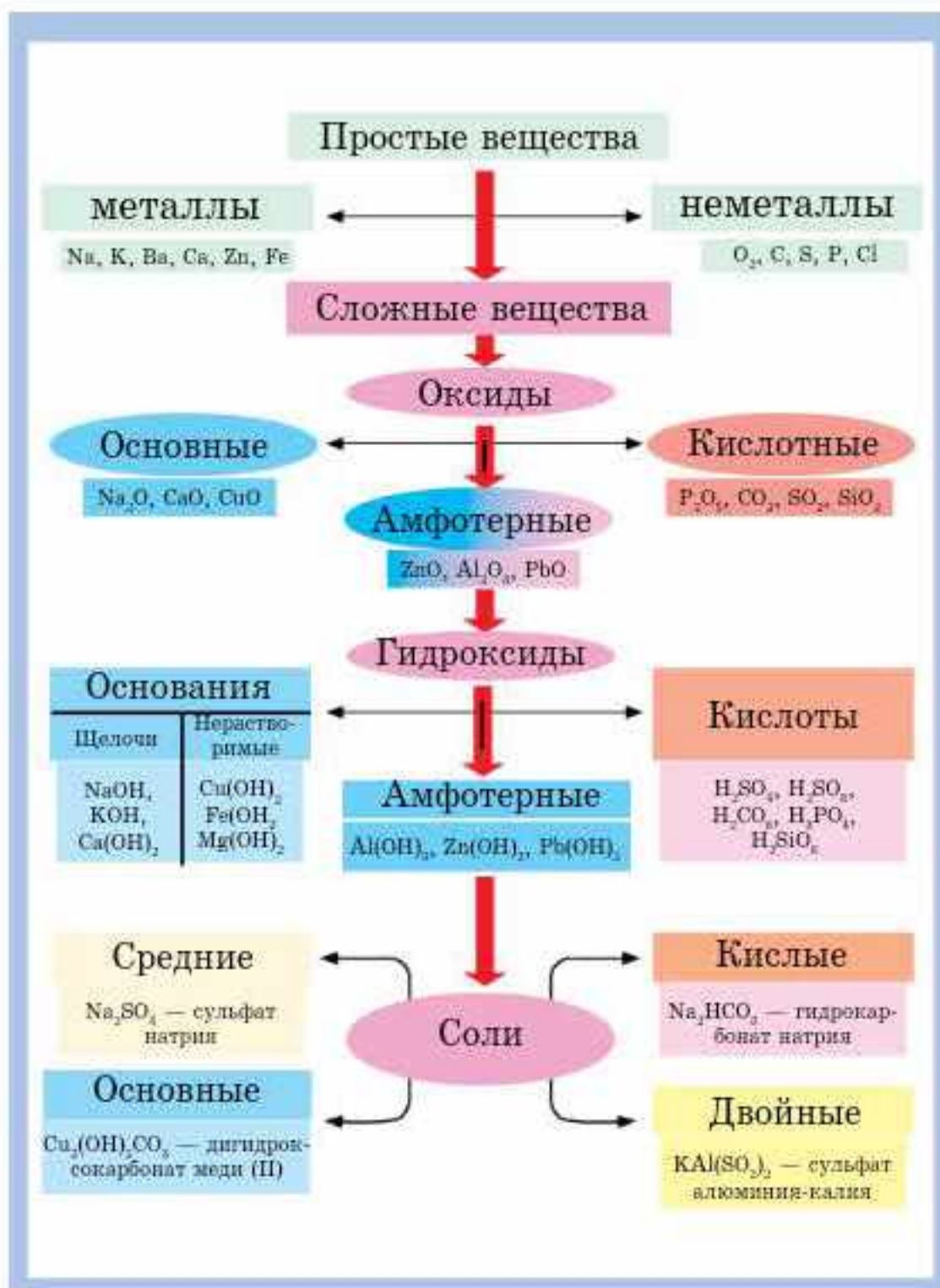


Рис. 38. Генетическая связь между классами неорганических веществ

- Составьте уравнения реакций, протекающих при взаимодействии с раствором гидроксида натрия:
 - оксида углерода (IV);
 - оксида серы (IV);
 - оксида азота (III);
 - оксида азота (V).
 Зависят ли продукты каждой из этих реакций от того, какое из исходных веществ взято в избытке?
- Составьте уравнения реакций, по которым из соответствующих оксидов можно получить следующие соли:
карбонат бария, фосфат натрия, сульфат магния, силикат цинка.
- С какими из следующих оксидов может реагировать гидроксид калия: SiO₂, MgO, Al₂O₃, FeO, SeO₃, Mn₂O₇. Укажите условия протекания этих реакций.
- Определите массу гидроксида натрия, минимально необходимую для полного поглощения 33,6 л углекислого газа при нормальных условиях.

Ответ: 120 г.

- 2. Порцию никеля массой 17,7 г прокалили в токе кислорода до получения оксида никеля (II), затем обработали избытком соляной кислоты. К полученному раствору добавили раствор сульфида натрия до прекращения выделения осадка. Определите массу этого осадка.

Ответ: 27,6 г.

§ 28. БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ В ЖИЗНЕДЕЯТЕЛЬНОСТИ ЖИВЫХ ОРГАНИЗМОВ

Хорошо известно, что организмы в своем составе содержат различные химические элементы. В то же время организм человека нуждается в регулярном поступлении элементов извне, т. е. в химически сбалансированной пище, так как недостаток или избыток любого из элементов отрицательно сказывается на здоровье человека.

По современным представлениям из 118 известных элементов незаменимыми являются 22. Углерод, водород, азот и кислород не входят в этот список — они слишком широко представлены в живой природе.

Для удобства остальные элементы подразделяют на две большие группы: *макроэлементы*, присутствующие в больших количествах, и *микроэлементы*, присутствующие в следовых количествах.

Макроэлементами принято считать те химические элементы, содержание которых в организме более 0,005% массы тела. Содержание макроэлементов в организме достаточно постоянно, но даже сравнительно большие отклонения от нормы совместимы с жизнедеятельностью организма.

К этой группе относятся водород, углерод, кислород, азот, натрий, магний, фосфор, сера, хлор, калий, кальций. Около 96% от массы тела человека приходится на водород (H), кислород (O), углерод (C), азот (N). Они поступают в организм преимущественно в связанном виде с пищей, водой, воздухом и участвуют в большинстве химических реакций, протекающих в организме. Кроме того, эти элементы входят в состав белков, жиров и углеводов (рис. 39). К этой же группе химических элементов относятся кальций (Ca), фосфор (P), калий (K), натрий (Na),

Сегодня на уроке:

- обобщим имеющиеся знания о биологической роли химических элементов в живых организмах.

Ключевые понятия

- макроэлементы
- микроэлементы



Рис. 39. Продукты, содержащие кальций, белки, жиры и углеводы

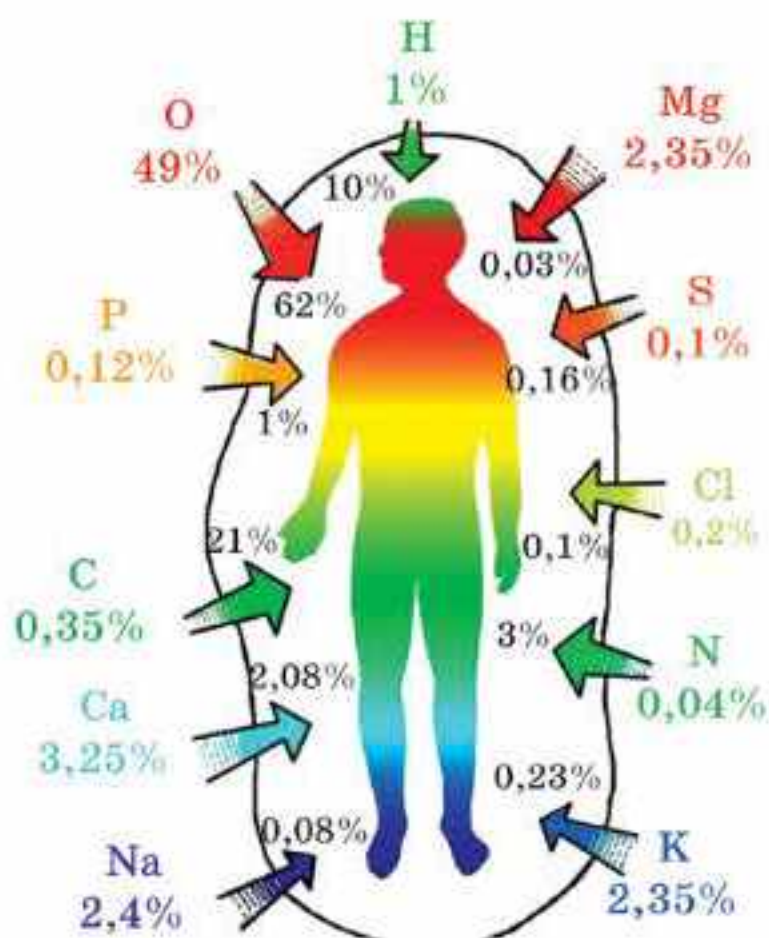


Рис. 40. Распределение элементов в организме человека

хлор (Cl), магний (Mg) и сера (S). На их долю в сумме приходится около 4% от массы организма.

Их роль сводится к:

- участию в пластических процессах и построении тканей (например, P и Ca — основные структурные компоненты костей);

- поддержанию кислотно-щелочного равновесия и водно-солевого обмена;

- поддержанию солевого состава крови и участию в структуре формирующих ее элементов;

- участию в структуре и функции большинства ферментативных систем и процессов, протекающих в организме.

Микроэлементами называются частицы, содержащиеся в организме в очень малых количествах. Их содержание не превышает 0,005% массы тела, а концентрация в тканях — не более 0,000001%.

В связи с этим их часто называют “следовыми” химическими элементами.

В организме каждого взрослого человека присутствует небольшое количество микроэлементов. Несмотря на их малое содержание, микроэлементы чрезвычайно важны.

В таблице 18 приведен список важнейших из них. Кроме того, исследования на животных показали, что в следовых количествах незаменимыми являются кобальт (Co), никель (Ni), мышьяк (As) и кадмий (Cd).

Макроэлементы сконцентрированы, как правило, в соединительных тканях (мышцы, кости, кровь), входя в состав органических соединений. Они определяют пластический материал основных несущих тканей, а также обеспечивают поддержку основных свойств внутренней среды организма в целом (гомеостаз): значение рН, осмотическое давление, кислотно-щелочное равновесие, устойчивость коллоидных систем в организме.

Микроэлементы неравномерно распределены между тканями и часто обладают сродством к определенному типу тканей и органов. Так, цинк аккумулируется в поджелудочной железе, молибден — в почках, барий — в сетчатке глаза, стронций — в костях, йод — в щитовидной железе (рис. 40, табл. 18).

Источники, функции и признаки недостаточности в организме для некоторых незаменимых минеральных веществ (элементов)

Элемент	Источник	Функции	Внешние признаки недостаточности
1	2	3	4
Макроэлементы			
Кальций	Молоко и молочные продукты, рыба, приготовленная с костями	Образование костной ткани, зубов, регулирование передачи сигнала по нервам, мышечные сокращения, свертывание крови, образование коллагена	Рахит у детей, остеопороз у взрослых
Фосфор	Животные белки	Часть костной ткани, генетического кода; участвует в передаче энергии и функционировании клеточных мембран, помогает поддерживать требуемый pH внутренних жидкостей	Практически неизвестны и не описаны
Калий	Апельсиновый сок, бананы, сухофрукты, картофель	Обеспечение сердечной деятельности, водного баланса и целостности клеток, необходим для передачи нервного сигнала, метаболизма углеводов и белков	Плохая передача нервных сигналов, аритмия сердечных сокращений
Хлор	Молоко, соленая пища, пищевая соль	Переваривание пищи (HCl), поддерживает электронейтральность жидкостей организма путем диффузии	Практически неизвестны и не описаны
Сера	Все белки	Входит в состав биологических молекул и ионов	Практически неизвестны и не описаны
Натрий	Соленая пища, пищевая соль	Регулирование содержания жидкости в организме, передача нервного сигнала	Головная боль, слабость, слабая память, потеря аппетита
Магний	Орехи, морская пища, шоколад	Катализирует синтез молекул — переносчиков энергии; участвует в синтезе белков и энергетических процессах, расслаблении мышц	Потеря жидкости организмом, сердечные спазмы
Микроэлементы			
Фтор	Морская пища, фторированная вода	Участвует в построении костей и зубов	Разрушение зубов (крапчатость эмали)

1	2	3	4
Хром	Печень, животные и растительные ткани	Необходим для переработки глюкозы	Потеря с возрастом эффективности инсулина
Марганец	Печень, почки, орехи, чай	Кофактор ряда ферментов	Потеря веса, дерматоз
Железо	Печень, мясо, зеленые листья овощей, цельное зерно	Составная часть белков — переносчиков кислорода (гемоглобина и миоглобина)	Железодефицитная анемия, усталость и апатия
Кобальт	Печень, животные белки	Составная часть витамина В ₁₂	Анемия
Медь	Печень, почки, яичный желток, цельное зерно	Образование гемоглобина, составная часть 11 ферментов	Встречаются редко
Селен	Печень и другие субпродукты, зерно, овощи	Составная часть ряда ферментов, антиоксидант	Болезнь Кашана — болезнь сердца, встречается в странах Азии
Цинк	Печень, мясо, морские продукты	Входит в состав 154 ферментов	Анемия, замедление роста, потеря обоняния
Молибден	Печень, почки, цельное зерно, бобовые листья овощей	Составная часть многих ферментов	Неизвестны
Йод	Морепродукты, йодированная пищевая соль	Входит в состав тироксина, регулирует скорость использования энергии	Увеличенная щитовидная железа (зоб), пучеглазость, идиотия

Знаешь ли ты?

Снижение содержания цинка в плазме крови — обязательное следствие инфаркта миокарда.

Уменьшение содержания лития в крови — показатель гипертонического заболевания.

То, что, например, мышьяк, общеизвестный яд, незаменим для жизни, может вас удивить. Но нет ничего необычного в том, что одни и те же вещества могут приносить и пользу, и вред — все зависит от дозы. Даже поваренная соль может стать ядовитой, если попадет в организм в слишком больших количествах. Пороговое содержание различных элементов для организма человека представлено в таблице 19.

**Пороговое содержание некоторых элементов
для организма человека**

Элемент	Дефицит	Оптимум	Порог токсичности
Кадмий (Cd)	0,0005	0,001 — 0,005	0,03
Ртуть (Hg)	0,0005	0,001 — 0,005	0,05
Алюминий (Al)	0,001	0,02 — 0,1	2
Мышьяк (As)	0,001	0,05 — 0,1	20
Хром (Cr)	0,02	0,05 — 0,2	5
Кобальт (Co)	0,01	0,02 — 0,05	500
Йод (I)	0,01	0,1 — 0,15	5
Свинец (Pb)	0,001	0,01 — 0,02	1

Наша пища должна быть сбалансирована по необходимым химическим элементам. Правильное питание — залог здоровья каждого человека.

Знаешь ли ты?

Суточное потребление йода жителями Японии в несколько раз выше (за счет продуктов моря), чем в Центральной Азии.

В Казахстане снижено потребление йода, но превышено потребление калия, натрия.

Жители Индии потребляют с пищей в 3 раза больше магния, марганца, железа, в 2 раза больше меди и калия, чем жители Англии.

В то же время англичане потребляют с пищей в 2 раза больше хрома и кальция.

В Англии потребление с пищей алюминия — в 20 раз, лития — в 10 раз, молибдена — в 3 раза ниже, чем в США, а хрома — в 6 раз, кальция — в 3 раза выше, чем в Германии.





В состав клеток живых организмов, в т. ч. и человека, входят органические и неорганические вещества.

Химические элементы и их соединения, необходимые для нормальной жизнедеятельности организма в сравнительно больших количествах, называются *макроэлементами*, а элементы, требующиеся организмам в крайне малых количествах, — *микроэлементами*. Среди микроэлементов также есть как неметаллы, так и металлы. Как избыток, так и недостаток элементов оказывает отрицательное влияние на организм, а некоторые элементы могут оказывать даже токсичное влияние.



Реакции, происходящие каждый день

1. Фотосинтез
2. Анаэробное клеточное дыхание
3. Аэробное дыхание
4. Горение
5. Ржавление
6. Смешивание продуктов питания
7. Пищеварение
8. Кислотно-основное взаимодействие
9. Использование мыла
10. Использование батареек



1. Что такое *макро-* и *микроэлементы*? Приведите примеры.
2. Почему важно, чтобы наша пища была сбалансирована по химическим элементам?
3. Может ли человек длительное время обходиться без воды? Ответ обоснуйте.
4. Подготовьте сообщение о влиянии химических элементов на организм человека.

Невидимые чернила



Китайский император использовал для своих тайных надписей невидимые чернила из рисового отвара, который после высыхания не оставлял никаких видимых следов. Однако если такое письмо слегка смочить слабым спиртовым раствором йода, то появляются синие буквы. Рис содержит крахмал, а крахмал выдает себя полностью при наличии йода.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

Химические свойства типичных металлов, неметаллов и амфотерных элементов

Реактивы: металлический алюминий, цинк, растворы соляной, серной кислот, растворы гидроксида натрия, хлорной воды, калия, оксида кальция, вода, универсальный индикатор.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штатив для пробирки.

1. Свойства простых веществ (восстановительные и окислительные)**Опыт 1. Взаимодействие металлов с разбавленной соляной кислотой**

В две пробирки поместите по кусочку металлических магния и цинка. В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора соляной кислоты.

Задание. Наблюдения запишите в тетрадь. Напишите уравнения реакций, составьте электронные балансы. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Окисление йодид-иона хлором

К 3—4 каплям раствора йодида калия добавьте такой же объем хлорной воды (следует избегать избытка хлорной воды). Что происходит с йодид-ионом при действии на него хлорной воды?

Задание. Наблюдения запишите в тетрадь. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций и составьте уравнения электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Химические свойства оксидов

В две пробирки внесите небольшое количество (на кончике микрошпателя) оксида кальция CaO . В первую пробирку влейте небольшое количество воды, добавьте 2—3 капли индикатора (фенолфталеина), отметьте окраску, сделайте вывод о характере исследуемого оксида. Во вторую пробирку добавьте раствор серной кислоты.

Задание. В каком случае происходит растворение осадка? Сделайте вывод о характере оксида. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 4. Химические свойства оснований и кислот

Налейте в пробирку 5 мл раствора гидроксида натрия, соляной кислоты. Определите pH раствора, используя универсальную индикаторную бумагу. Напишите уравнение диссоциации основания и кислоты.

Задание. Проведите реакцию между кислотой и основанием, измерьте показатель pH в полученном растворе. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Сделайте выводы.





ВАЖНЕЙШИЕ *s*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 29. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА *s*-ЭЛЕМЕНТОВ. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим общие характеристики *s*-элементов и щелочных металлов.

Ключевые понятия

- щелочные металлы
- строение атома
- электронная конфигурация
- степень окисления
- соединения

Общая характеристика *s*-элементов. В периодической системе элементов в начале каждого периода, кроме первого, находятся металлы (IA, IIA) семейства *s*-элементов. На внешнем энергетическом уровне этих элементов содержатся один или два *s*-электрона. С увеличением заряда ядер у элементов увеличивается число энергетических уровней и атомные радиусы. Следовательно, уменьшается связь валентного электрона с ядром. В группах сверху вниз возрастает способность отдавать электроны, соответственно, усиливаются химическая активность и восстановительные свойства *s*-элементов. Эта закономерность ярко выражается для элементов I группы (s^1) по сравнению со II группой (s^2). Как показано, цезий Cs является самым активным металлом и сильным восстановителем. Франций малоизучен и радиоактивен, поэтому не рассматривается. Общие характеристики каждой группы будем рассматривать подробно по отдельности.

мерность ярко выражается для элементов I группы (s^1) по сравнению со II группой (s^2). Как показано, цезий Cs является самым активным металлом и сильным восстановителем. Франций малоизучен и радиоактивен, поэтому не рассматривается. Общие характеристики каждой группы будем рассматривать подробно по отдельности.

Распределение электронов в атомах элементов I и II групп

${}^3\text{Li}$	2, 1	${}^4\text{Be}$	2, 2
${}^{11}\text{Na}$	2, 8, 1	${}^{12}\text{Mg}$	2, 8, 2
${}^{19}\text{K}$	2, 8, 8, 1	${}^{20}\text{Ca}$	2, 8, 8, 2
${}^{37}\text{Rb}$	2, 8, 18, 8, 1	${}^{38}\text{Sr}$	2, 8, 18, 8, 2
${}^{55}\text{Cs}$	2, 8, 18, 18, 8, 1	${}^{56}\text{Ba}$	2, 8, 18, 18, 8, 2
${}^{87}\text{Fr}$	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1	${}^{88}\text{Ra}$	2, 8, 18, 32, 18, 8, 2

Щелочные металлы. Щелочными называются металлы, расположенные в первой главной (IA) группе периодической системы элементов. К ним относятся литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Гидроксиды этих металлов называются щелочами, именно поэтому сами металлы получили название щелочные.



Дэви Хэмфри (1778—1829)

Английский ученый. В 1808 г. путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму стронция и магния. Имеет множество научных работ.



Наиболее важные из них в практическом отношении — натрий и калий. Схема строения их атомов дана в таблице 20. Строение атомов остальных щелочных металлов аналогично.

Щелочные металлы в своих соединениях проявляют степень окисления равную +1, их валентность также всегда равна I. Они пластичны и легко режутся ножом. Щелочные металлы относятся к легким металлам, энергично взаимодействуют с кислородом (цезий со взрывом!), водой, кислотами и большинством неметаллов, поэтому их хранят под слоем керосина.

При взаимодействии щелочных металлов с кислородом в зависимости от металла образуются оксиды состава R_2O и пероксиды различного состава.

Таблица 20

Схемы строения атомов натрия и калия

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталям
Na	${}_{+11}\text{Na } 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
K	${}_{+19}\text{K } 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e}$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^0$ $4s^1$

Знаешь ли ты?

В современных сотовых телефонах батарея изготовлена из гидроксида лития, помещенного в алюминиевый каркас.

При взаимодействии щелочных металлов, их оксидов и пероксидов с водой образуются гидроксиды общей формулы ROH , которые хорошо растворимы в воде, сильные основания (щелочи). Сила оснований ROH возрастает от лития к цезию.

Гидриды щелочных металлов соответствуют формуле RH . В этих соединениях степень окисления водорода равна -1 .

Нахождение в природе. Из-за своей активности металлы этой группы в свободном состоянии в природе не встречаются. Из соединений щелочных металлов широко распространены соединения калия и натрия, поэтому натрий и калий относятся к числу восьми наиболее распространенных элементов земной коры (2,64 и 2,41% по массе соответственно).

Соединения других щелочных металлов встречаются редко. Франций получен искусственно, радиоактивный металл мало исследован и не имеет практического применения. Соли калия имеют очень большое значение в жизни растений.

Знаешь ли ты?

Название *щелочные* произошло от латинского слова, означающего “растворимое, едкое вещество”.

Рубидий и цезий — редкие элементы. Их соединения используются для изготовления фотоэлементов, в медицине и органической химии.



Щелочными называют металлы, расположенные в первой главной (IA) группе периодической системы элементов. Гидроксиды этих металлов называются *щелочами*, именно поэтому сами металлы получили название *щелочные*. Все они имеют один *s*-электрон на наружном электронном слое, и электронная конфигурация может быть представлена как ns^1 , где n — номер периода, в котором находится металл. При взаимодействии щелочных металлов с кислородом в зависимости от металла образуются оксиды состава R_2O и пероксиды различного состава. Щелочные металлы в своих соединениях проявляют степень окисления равную +1, являются сильными восстановителями. Щелочные металлы с водородом образуют гидриды RH , щелочным металлам соответствуют гидроксиды общей формулы ROH .



10 рекорсменов среди металлов

1. Алюминий — самый распространенный на Земле
2. Франций — самый редкий на Земле
3. Осмий — самый плотный
4. Литий — самый легкий
5. Серебро — самый электропроводный
6. Калифорний — самый дорогой
7. Вольфрам — самый тугоплавкий
8. Ртуть — самый легкоплавкий
9. Иридий — самый стойкий к кислотам
10. Хром — самый твердый



1. Какие металлы называют *щелочными*?
 2. К каким группам металлов принадлежат щелочные металлы:
 - а) легким или тяжелым;
 - б) легко- или тугоплавким?
 3. Каковы особенности электронного строения атомов металлов?
 4. Назовите соединения щелочных металлов по их химическим формулам и напишите соответствующие химические реакции получения этих веществ: Li_2O , NaOH , NaN , KCl , K_2S , Li_3N , Na_3P .
 5. Начертите схему строения атома рубидия Rb. Сравните ее со схемами натрия и цезия.
 6. Сравните реакции щелочных металлов с водой и кислотами. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.
- 1. Образец неизвестного соединения содержит 4,6 г натрия, 0,2 г водорода, 2,4 г углерода и 9,6 г кислорода. Установите формулу соединения. Ответ: NaHCO_3 .
- 2. Щелочной металл массой 10 г растворили в воде. При этом выделилось 2,87 л (н. у.) водорода. Установите, какой металл был растворен.
- 3. Щелочной металл массой 2,66 г поместили в избыток молекулярного хлора. Полученное твердое вещество растворили в воде, к раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. При этом выпал осадок массой 2,87 г. Какой металл был взят?

§ 30. НАТРИЙ

Название элемента натрий (Na , *natrium*), произошло от древнееврейского *neter* — “вещество”. Выделен в 1807 г. Х. Дэви в Англии.

Строение. Химический элемент с порядковым номером 11. Атомная масса 22,98. Находится в 3-м периоде в главной подгруппе I группы Периодической системы Д. И. Менделеева, электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. В своих соединениях натрий проявляет степень окисления +1.

Нахождение в природе. По распространенности в земной коре натрий занимает шестое место. Огромное количество солей натрия содержится в морской воде. Минералы натрия разнообразны. Наиболее важные из них — галит NaCl (поваренная, или каменная, соль), мирабилит, или глауберова соль, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, натриевая селитра NaNO_3 , криолит Na_3AlF_6 ; бура (тетраборат натрия) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (рис. 41). Наибольшие запасы галита (NaCl) находятся в Прикаспийской низменности, Приаралье, по течению реки Ертис. Много в Казахстане месторождений мирабилита ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), крупные из них находятся в Алматинской и Кызылординской областях.

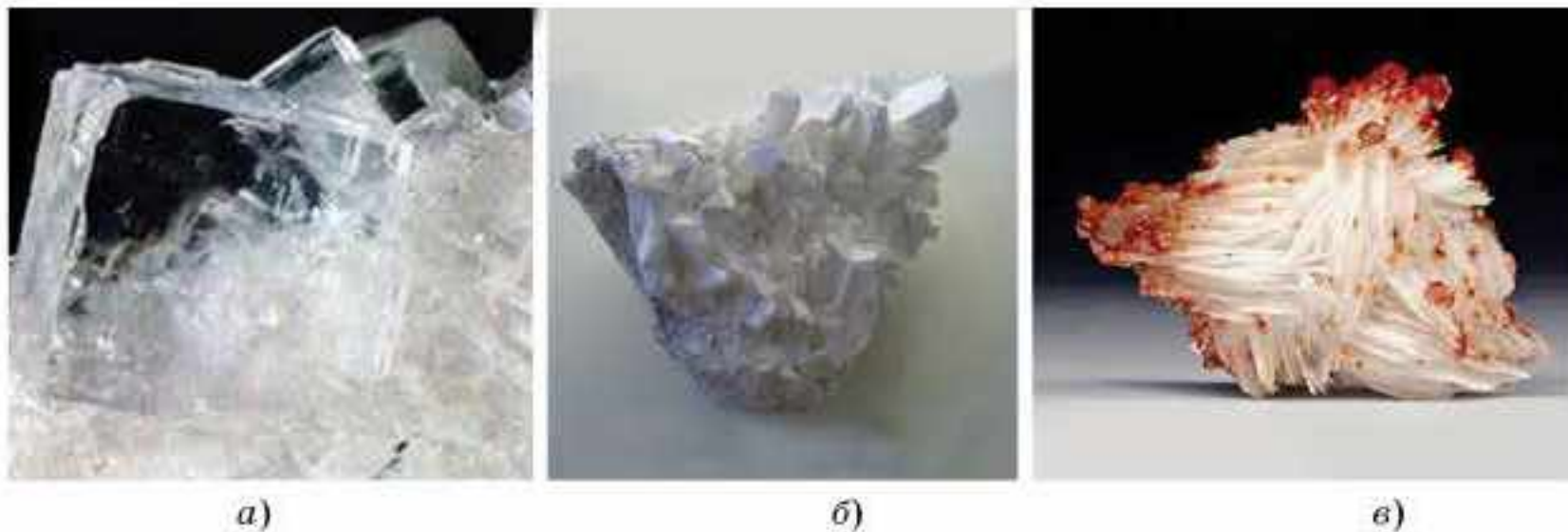
Физические свойства. Натрий представляет собой серебристо-белый металл. Он мягок: легко режется ножом. Натрий относится к легким

Сегодня на уроке:

- изучим общие характеристики натрия.

Ключевые слова

- натрий
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- получение
- применение



а)

б)

в)

Рис. 41. Минералы натрия:

а) галит; б) лабрадор; в) глауберит

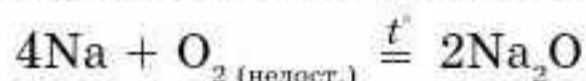
металлам ($\rho = 0,968 \text{ г/см}^3$), немного легче воды, тяжелее керосина. Типичный представитель щелочных металлов (рис. 42).

Натрий получают электролизом расплавленного хлорида натрия, реже гидроксида натрия:



Химические свойства. По химическим свойствам натрий — активный металл. Его хранят под слоем керосина или машинного масла.

1. *Взаимодействие с кислородом.* При окислении натрия в недостатке кислорода при умеренном нагревании образуется оксид натрия (рис. 43):



2. *Натрий энергично взаимодействует со многими неметаллами, причем взаимодействие со фтором и хлором сопровождается воспламенением.*

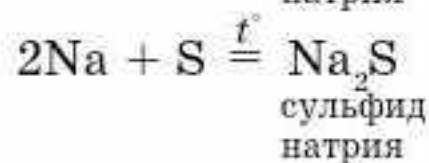
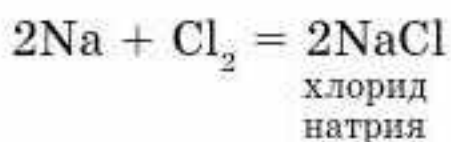
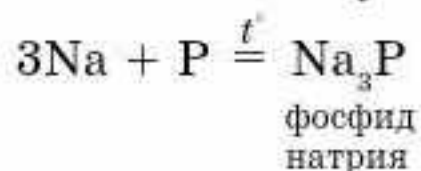
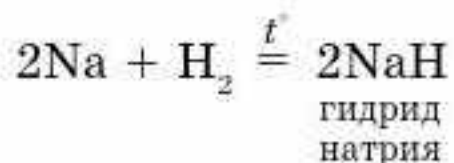


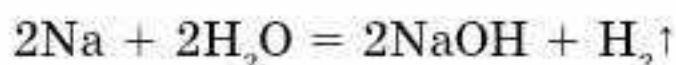
Рис. 42. Натрий



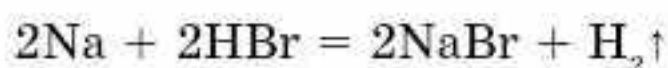
Рис. 43. Горение натрия



3. Натрий бурно взаимодействует с водой с образованием гидроксида натрия и выделением водорода:



4. Активно происходит взаимодействие натрия с различными кислотами, например:



Применение. Металлический натрий широко используется в препаративной химии и промышленности как сильный восстановитель, в т. ч. в металлургии. Натрий используется в производстве весьма энергоемких натриево-серных аккумуляторов. Его также применяют в выпускных клапанах грузовиков как теплоотвод. Изредка металлический натрий применяется в качестве материала для электрических проводов, предназначенных для очень больших токов.

Натрий также относится к жизненно важным элементам, ионы натрия участвуют в регуляции водного обмена и влияют на работу ферментов.

Знаешь ли ты?

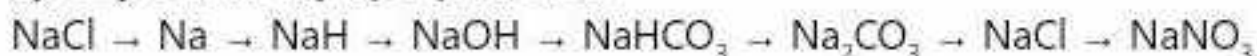
Рекомендуемая доза натрия составляет для детей от 600 до 1700 мг, для взрослых — от 1200 до 2300 мг. В виде поваренной соли это составляет от 3 до 6 г в день. Переизбыток натрия вызывает отек ног и лица, а также повышенное выделение калия с мочой. Максимальное количество соли, которое может быть переработано почками, составляет примерно 20—30 г, большее количество уже опасно для жизни.



Натрий является типичным представителем щелочных металлов. По химическим свойствам *натрий* — активный металл. Он энергично взаимодействует со многими неметаллами, с водой и кислотами. Металлический натрий широко используется в препаративной химии и промышленности как сильный восстановитель, в т. ч. в металлургии. Натрий также относится к жизненно важным элементам, ионы натрия участвуют в регуляции водного обмена и влияют на работу ферментов.



1. Металлический натрий хранят под слоем керосина. Какие изменения произойдут с этим металлом, если его оставить на воздухе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Предложите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку превращений:



1. Оксид натрия массой 12,4 г растворили в воде. Какой объем оксида углерода (IV), измеренный при нормальных условиях, потребуется для нейтрализации полученного гидроксида натрия, если потребуется получить кислую соль?
2. Имеется смесь карбоната и гидрокарбоната натрия. При прокаливании образца смеси 60 г выделилась вода массой 2,7 г. Определите массовую долю Na_2CO_3 и NaHCO_3 в смеси.

Ответ: 8,96 л.

Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 58\%$; $\omega(\text{NaHCO}_3) = 42\%$.



Обнаружение ионов натрия

Соли натрия окрашивают пламя в желтый цвет. Проверьте это, взяв немного поваренной соли и поместив ее на пламя огня (будьте осторожны!).

§31. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ НАТРИЯ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим свойства важнейших соединений натрия и их применение.

Ключевые понятия

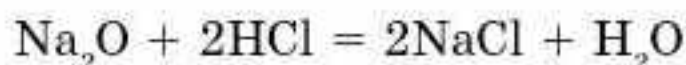
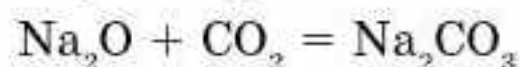
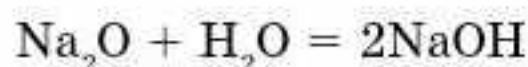
- натрий
- оксид
- гидроксид
- соли
- применение



Рис. 44. Едкий натр

В своих соединениях натрий проявляет степень окисления +1. Наиболее важными из этих соединений являются оксид натрия Na_2O , пероксид натрия Na_2O_2 , гидроксид натрия NaOH и различные соли.

Оксид натрия является типичным основным оксидом. Он взаимодействует с водой с образованием гидроксида натрия, кислотами и кислотными оксидами, например:



Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода) представляет собой белое гигроскопичное твердое вещество (рис. 44). Если оставить кусочек едкого натра на воздухе, то он вскоре расплывается, так как притягивает влагу из воздуха. Едкий натр хорошо растворяется в воде, при этом выделяется большое количество теплоты. Раствор едкого натра мылок на ощупь.

Батырбек Ахметович Беремжанов (1911—1985)

Доктор химических наук, профессор, член-корреспондент АН КазССР, заслуженный деятель науки КазССР.

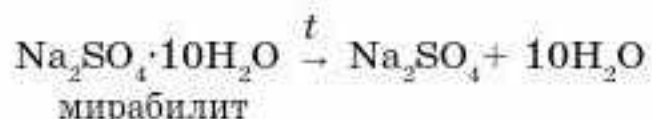
Основное направление научной деятельности — исследование химии природных солей и путей их использования. Дал физико-химическую характеристику крупнейших водных бассейнов Казахстана. На основании исследований закономерностей солеобразования и соленакопления предложил теорию континентального солеобразования. Провел работу по изысканию рациональных способов термического, кислотного методов переработки каратауских и актюбинских фосфоритов.



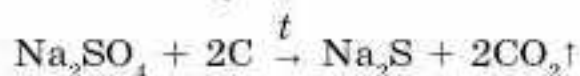
Гидроксид натрия — щелочь. Водный раствор гидроксида натрия окрашивает лакмус в синий, а фенолфталеин — в малиновый цвет.

Едкий натр сильно разъедает кожу и ткань: на коже могут появиться язвы, а на ткани — дырки, поэтому при работе с ним или с его растворами нужно остерегаться, чтобы они не попали на руки, лицо или одежду.

♦ В 50-х годах XX в. профессор Б. А. Беремжанов руководил рядом экспедиций и проводил физико-химические исследования соленых озер Прибалхашья. Эти исследования имели прямой практический результат: для комбината «Аралсульфат» разработан способ обогащения некондиционного мирабилита, на Карашаганском сульфатном руднике внедрена переработка мирабилита по схеме:

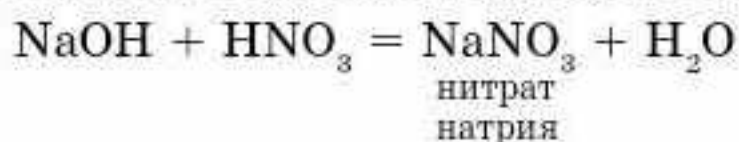


В 1952 г. на Балхашском металлургическом комбинате внедрен способ производства сульфида натрия восстановлением углем:

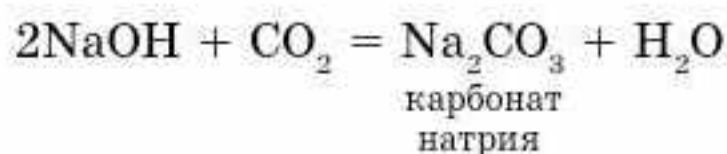


Химические свойства.

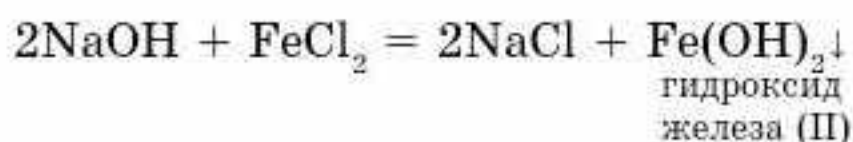
1. Гидроксид натрия вступает в реакцию нейтрализации со всеми кислотами с образованием соответствующей соли и воды, например:



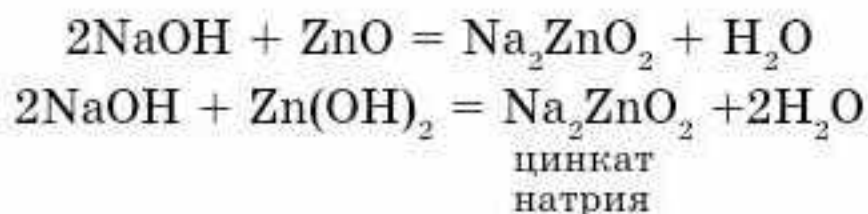
2. Он реагирует также со всеми кислотными оксидами, образуя соль и воду:



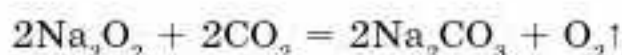
3. Едкий натр вступает в реакцию со многими солями, образуя новое основание и новую соль, например:



4. Гидроксид натрия также взаимодействует с амфотерным оксидом и амфотерным гидроксидом, например:



◆ Пероксид натрия Na_2O_2 используется для отбеливания различных материалов, для регенерации кислорода в дыхательных приборах (например, в подводных лодках) по реакции:



Применение соединений натрия. Гидроксид натрия применяется в качестве реагента в химической промышленности, в производстве бумаги, искусственных волокон, для очистки нефти, масел и т. д.

Знаешь ли ты?

Аппетитный розовый цвет колбасным изделиям придает нитрит натрия NaNO_2 . Удивительно, избыток этого вещества является ядом!

Карбонат Na_2CO_3 и *гидрокарбонат натрия* NaHCO_3 относятся к многотоннажным продуктам химической промышленности, применяются в различных отраслях химической, мыловаренной, бумажной, текстильной и пищевой промышленности.

Нитрат натрия NaNO_3 применяют как удобрение, в производстве стекла, как консервант пищевых продуктов и т. д.

Хлорид натрия NaCl (поваренная соль) применяется с древних времен как добавка к пище и консервирующее средство. В наше время используется в технике; в медицине применяют растворы хлорида натрия различной концентрации для инъекций, промывания ран, компрессов и т. д.

Цианид натрия NaCN применяется при гидрометаллургическом способе выщелачивания золота из горных пород, а также при нитроцементации стали и в гальванотехнике (серебрение, золочение).

Хлорат натрия NaClO_3 применяется для уничтожения нежелательной растительности на железнодорожном полотне.



Оксид натрия является типичным основным оксидом. Он взаимодействует с водой, кислотами и кислотными оксидами.

Гидроксид натрия — щелочь. Водный раствор гидроксида натрия окрашивает лакмус в синий, а фенолфталеин — в малиновый цвет.



Гидроксид натрия вступает в реакцию нейтрализации со всеми кислотами, кислотными оксидами, солями, а также амфотерными оксидами и амфотерными гидроксидами. Все соли натрия (Na^+) окрашивают пламя в желтый цвет.



При работе с едким натром или с его растворами нужно остерегаться, чтобы они не попали на руки, лицо или одежду.



- Почему гранулированную щелочь NaOH рекомендуется хранить в пластиковых герметично закрытых банках? Как относится NaOH к:
 - влаге воздуха;
 - газу CO_2 (из воздуха);
 - оксиду кремния (IV) SiO_2 в составе стекла?
 Напишите уравнения возможных реакций.
 - Нитрат натрия при -500°C разлагается на нитрит натрия и кислород, а нитрит натрия при нагревании разлагается с образованием оксида натрия, азота и кислорода. Напишите уравнения этих реакций разложения.
 - Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}$
 Уравнения реакций, протекающих в растворах, напишите в ионной и сокращенной ионной формах.
- 1. Сколько литров (н. у.) углекислого газа получится из 1130 г минерала трона Na_2CO_3 ; NaHCO_3 ; $2\text{H}_2\text{O}$ при: а) прокаливании; б) действии избытком соляной кислоты?
 Ответ: а) 56 л; б) 224 л.
 - 2. Через раствор массой 50 г с массовой долей йодида натрия 15% пропустили избыток хлора. Выделился йод массой 5,6 г. Определите выход продукта реакции.
 Ответ: 88,2%.
 - 3. Какие объемы растворов с массовой долей гидроксида натрия 32% (плотность 1,35 г/мл) и с массовой долей фосфорной кислоты 46% (плотность 1,3 г/мл) потребуются для получения дигидрофосфата натрия массой 24 г?
 Ответ: NaOH 18,5 мл; H_3PO_4 32,8 мл.

§ 32. КАЛИЙ И ЕГО ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Строение. Химический элемент с порядковым номером 19. Атомная масса — 39,10. Находится в 4-м периоде в главной подгруппе I группы Периодической системы Д. И. Менделеева, электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. В своих соединениях калий проявляет степень окисления +1.

По распространенности в земной коре калий занимает седьмое место. Наиболее важными минералами являются: сильвин KCl , сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, карналит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и др. Калий можно извлечь и из морской воды.

Сегодня на уроке:

- рассмотрим калий и его важнейшие соединения.

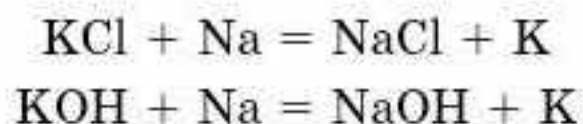
Ключевые понятия

- калий
- химический элемент
- простое вещество
- оксид и гидроксид
- соли
- применение

Месторождения калийных солей сосредоточены в Западном Казахстане.

Физические свойства. Простое вещество калий представляет собой мягкий пластичный серебристо-белый металл плотностью $\rho = 0,86 \text{ г/см}^3$, он, как и натрий, легко режется ножом. Хранят калий без доступа воздуха под керосином или под машинным маслом. Калий является важнейшим представителем щелочных металлов.

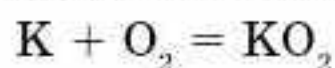
В технике калий получают натриетермическим методом из расплавленного хлорида или гидроксида по уравнениям:



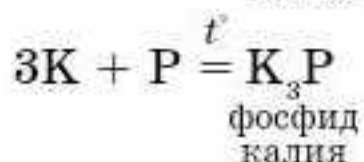
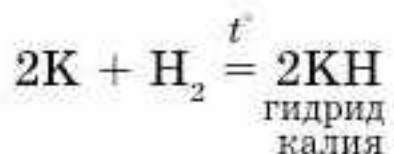
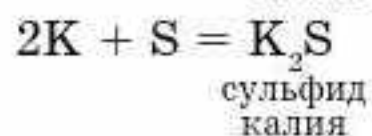
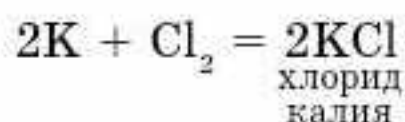
Химические свойства

1. Взаимодействие с кислородом.

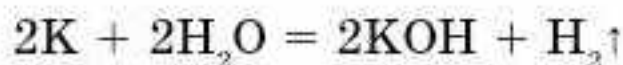
Калий является весьма активным металлом. На воздухе происходит его окисление с образованием супероксида:



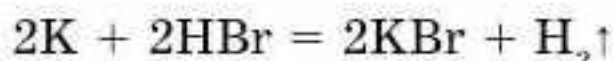
2. Калий взаимодействует со многими неметаллами активнее, чем натрий, образуя при этом соответствующие соли:



3. Калий энергично взаимодействует с водой с образованием гидроксида калия. При этом выделяющийся водород самовоспламеняется со взрывом:



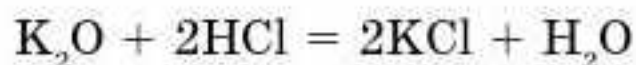
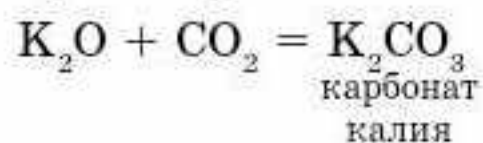
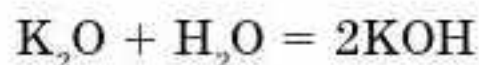
4. Калий активно реагирует с различными кислотами:



Важнейшие соединения калия. Оксид калия K_2O — белое кристаллическое вещество. Оксид калия получают восстановлением супероксида:



Он является очень реакционно-способным соединением. Типичный основной оксид. Энергично взаимодействует с водой с образованием гидроксида калия, кислотными оксидами и кислотами, например:



Гидроксид калия KOH белое, очень гигроскопичное вещество, сильное основание. Получают KOH электролизом водного раствора хлорида калия. Гидроксид калия как сильное основание проявляет все характерные для этого класса соединений свойства.



Подумай!

Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

Применение. Гидроксид калия применяют для получения мыла. Около 90% добываемых солей калия потребляются в качестве удобрений. Калий ускоряет процесс фотосинтеза и содействует накоплению углеводов в растениях. Карбонат калия K_2CO_3 содержится в золе растений, придает золе моющее действие. Хлорат калия KClO_3 и нитрат калия KNO_3 используют в пиротехнике. Ион калия играет важную роль в нормальном функционировании сердца, проведении нервных импульсов. А перманганат калия KMnO_4 , или “марганцовка”, используется в быту как дезинфицирующее средство и сильнейший окислитель, который используют в химии для осуществления многих химических процессов. Все соли калия (K^+) окрашивают пламя в фиолетовый цвет.



По распространенности в земной коре калий занимает седьмое место. *Калий* является важнейшим представителем щелочных металлов. Хранят калий без доступа воздуха под керосином или под машинным маслом. *Калий* взаимодействует со многими неметаллами, с водой активнее, чем натрий. *Оксид и гидроксид калия* обладают химическими свойствами, присущими основным оксидам активных металлов и их гидроксидам. Около 90% добываемых солей калия потребляется в качестве удобрений. Все соли калия (K^+) окрашивают пламя в фиолетовый цвет.



1. Металлический калий хранят под слоем керосина. Какие изменения произойдут с этим металлом, если его оставить на воздухе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку превращений:
 $\text{KCl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl}$
3. Для каких целей используют соединения калия?

4. Заполните диаграмму Венна, укажите сходства и различия натрия и калия.



5. Используя дополнительную литературу по химии, ответьте на вопросы:
- Какую роль играет калий в жизни растений?
 - Какую роль играет калий в организме человека?
1. Определите массовую долю вещества, если навеску калия массой 54,6 г растворили в 450 мл воды. Ответ: 15,5%.
2. Установите формулу кристаллогидрата сульфата калия, если известно, что в навеске 70,4 г этого кристаллогидрата ($K_2SO_4 \cdot nH_2O$) содержится 7,2 г воды.

§ 33. ЭЛЕМЕНТЫ 2(IIA) ГРУППЫ. МАГНИЙ

Сегодня на уроке:

- рассмотрим общие характеристики элементов 2 (IIA) группы;
- изучим магний и его важнейшие соединения.

Ключевые понятия

- элементы 2 (IIA) группы
- магний
- физические свойства
- химические свойства
- оксид
- гидроксид

К элементам главной подгруппы IIA группы относятся бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra, которые называются *щелочноземельными металлами*. На внешнем электронном слое всех элементов главной подгруппы II группы находятся два s-электрона, имеют электронную конфигурацию ns^2 . Проявляют постоянную степень окисления +2. Радиусы атомов возрастают от бериллия к радию, при этом происходит усиление металлических свойств элементов. В химическом отношении щелочноземельные металлы довольно активны. При сгорании образуют оксиды состава RO, вступают в непосредственное взаимодействие с галогенами, азотом, серой. Если магний реагирует с водой только при нагревании, то кальций, стронций, барий взаимодействуют с ней при комнатной температуре.

Рассматриваемые элементы образуют гидроксиды состава $R(OH)_2$. Гидроксид бериллия амфотерен, гидроксид магния малорастворим в воде, а гидроксиды щелочноземельных металлов довольно хорошо растворяются в воде и являются сильными основаниями.

По распространенности в природе и по практической значимости важнейшими элементами являются кальций и магний. Схемы строения их атомов даны в таблице 21.

Схемы строения атомов магния и кальция

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталям
Mg	${}_{+12}\text{Mg } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2$ 
Ca	${}_{+20}\text{Ca } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$	$3s^2 \quad 3p^6 \quad 3d^0 \quad 4s^2$ 

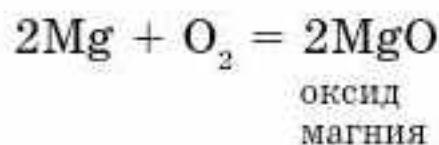
Магний находится в 3-м периоде II группе главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. В своих соединениях магний проявляет степень окисления +2. Магний один из самых распространенных элементов в природе. Он входит в состав более чем 200 минералов. Много в земной коре залежей карбонатов магния — магнезита MgCO_3 и доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Огромное количество магния в виде хлорида содержится в водах морей и океанов.

В нашей стране имеются крупные запасы доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, асбеста $3\text{MgO} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{SiO}_2$. Крупные месторождения асбеста находятся в Костанайской области (Житикара).

Физические свойства. Магний — легкий серебристо-белый металл, быстро тускнеющий на воздухе. Плотность магния — $1,74 \text{ г/см}^3$. Плавится магний при 651°C . Металл хорошо поддается обработке: его можно прокатывать в ленту, вытягивать в проволоку.

Химические свойства. Магний химически активен.

1. *Взаимодействие с кислородом.* Магний активно взаимодействует с кислородом, в результате чего покрывается оксидной пленкой. Он легко воспламеняется в порошкообразном состоянии или в тонком слое (лента, проволока), его можно поджечь спичкой.



Оксид магния называют *жженой магнезией*.

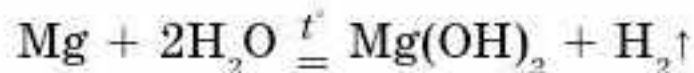
2. *Взаимодействие с неметаллами.*

При нагревании магний реагирует с галогенами, серой, фосфором, азотом и кремнием:

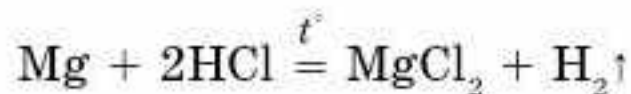




3. *Взаимодействие с водой.* С холодной водой магний реагирует слабо, по мере нагревания реакция идет бурно:



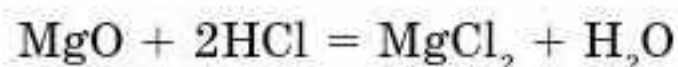
4. *Взаимодействие с кислотами.* Магний располагается в ряду активности металлов до водорода и активно реагирует с разбавленными кислотами:



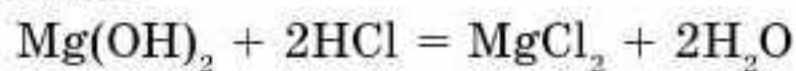
5. *Магний является хорошим восстановителем.* Он восстанавливает металлы из их оксидов, что широко используется в металлургии:



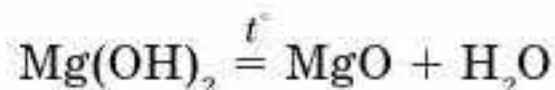
Соединения магния. Оксид магния MgO — это рыхлый белый порошок, практически не реагирующий с водой. Типичный основной оксид, хорошо растворимый в кислотах:



Гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ проявляет свойства типичного основания и реагирует с кислотами:



При сильном нагревании гидроксид магния разлагается:



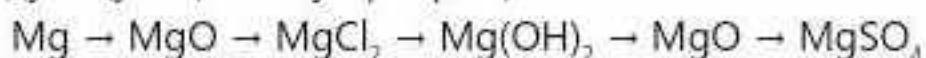
Применение. Магний в основном используют для производства “сверхлегких” сплавов, которые применяют в авиационной и космической технике, а также в создании обычного транспорта. Кроме того, магний используют в металлотермии, при изготовлении осветительных и зажигательных ракет. Магний играет важную роль в жизнедеятельности живых организмов и человека. Он входит в состав хлорофилла, придающего растениям цвет. Без хлорофилла невозможен фотосинтез, а следовательно, и жизнь. Человеческий организм содержит в среднем 20—30 г магния. Ион магния является прекрасным биологическим активатором. Особое значение магний имеет для состояния сердечно-сосудистой системы.



На внешнем электронном слое всех элементов главной подгруппы II группы находятся два s -электрона, имеют электронную конфигурацию ns^2 . Проявляют постоянную степень окисления $+2$. Образуют оксиды состава RO и гидроксида $R(OH)_2$. По распространенности в природе и по практической значимости важнейшими элементами являются кальций и магний. Магний химически активен. Он реагирует со многими неметаллами, растворами кислот. Магний является хорошим восстановителем. Оксид магния MgO — типичный основной оксид, хорошо растворимый в кислотах. Гидроксид магния $Mg(OH)_2$ проявляет свойства типичного основания.



1. На основе положения в периодической системе химических элементов и представлений о строении атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.
2. Оксиды магния и кальция можно получить реакциями разложения их гидроксидов и карбонатов. Составьте уравнения получения оксида магния этими способами.
3. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку превращений:



4. Используя дополнительную литературу по химии, ответьте на вопросы:
 - а) Какую роль играет магний в жизни растений?
 - б) Какую роль играет магний в организме человека?
- 1. Какую массу оксида магния можно получить при разложении 25 г карбоната магния, если выход реакции составляет 85%?

Ответ: 10,1 г.
- 2. Двухвалентный металл массой 2,4 г прореагировал с хлором. Образовавшийся хлорид растворили в воде. К раствору добавили избыток раствора $AgNO_3$. Выпал осадок массой 28,7 г, определите неизвестный металл.

§ 34. КАЛЬЦИЙ И ЕГО ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Дайте характеристику химическому элементу кальцию по положению в Периодической системе Д. И. Менделеева.

Нахождение в природе.

Кальций относится к распространенным элементам. По содержанию в земной коре он занимает пятое место (3,4%). На территории Казахстана соединения кальция распространены повсеместно. Одно из самых распространенных соединений — карбонат кальция $CaCO_3$. Он образует разные минералы, такие как мел, известняк, ракушечник, мрамор и др. Также кальций встречается в природе в виде апатитов, фосфоритов, гипса и др. (рис. 45). Крупнейшие месторождения фосфоритов находятся в горах Каратау и в Актюбинской области, ценный ракушечник

Сегодня на уроке:

- рассмотрим кальций и его важнейшие соединения.

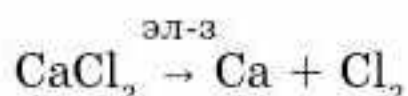


Рис. 45. Кальций

добывают в Мангыстау, гипс — в Жамбылской области. В Казахстане имеются значительные запасы доломитов и других минералов. Соли кальция в большом количестве содержатся в почвах, природных водах, обуславливая жесткость воды.

Получение. Кальций получают в промышленности так же, как щелочные металлы — электролизом галогенидов, в основном расплава хлорида кальция CaCl_2 .

Щелочные металлы — электролизом галогенидов, в основном расплава хлорида кальция CaCl_2 .



Физические свойства. Кальций — серебристо-белый легкий ($\rho=1,55 \text{ г/см}^3$), ковкий металл. Он значительно тверже щелочных металлов и плавится при температуре 850°C (рис. 46). На воздухе кальций быстро покрывается пленкой продуктов взаимодействия с воздухом, поэтому его, как и щелочные металлы, хранят под слоем керосина.

Химические свойства.

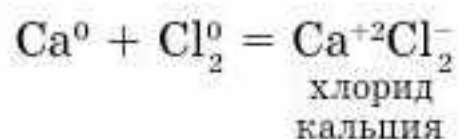
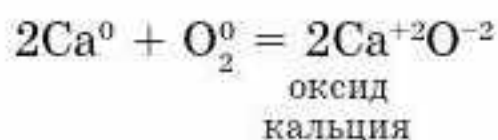
По химической активности немного уступает щелочным металлам. Кальций во всех реакциях участвует как активный восстановитель:



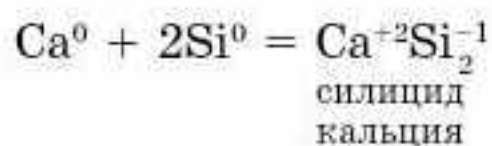
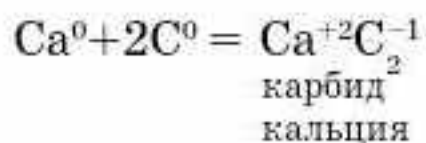
Окислителями для кальция могут быть простые вещества — неметаллы, и сложные вещества — вода, кислоты и др.

1. Взаимодействие с неметаллами.

При обычных условиях он легко взаимодействует с кислородом воздуха и галогенами (воспламенение):



При нагревании легко реагирует с серой, фосфором, углеродом, водородом и кремнием, образуя сульфиды, фосфиды, карбиды, гидриды и силициды:

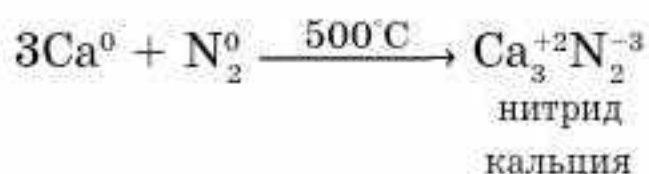




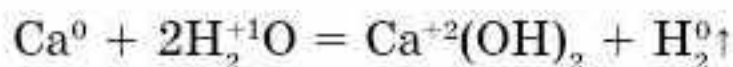
Ключевые понятия

-
-
-
-
-
-
-
-
-

Кальций — один из немногих металлов, непосредственно реагирующих с азотом (500°C).

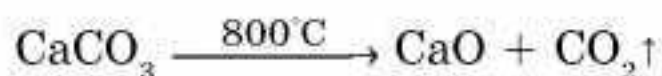


2. Взаимодействие с водой и кислотами с выделением водорода:

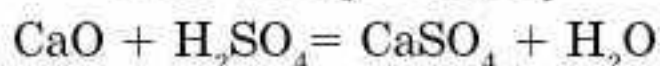
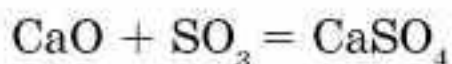


Важнейшие соединения кальция. К важнейшим соединениям кальция относятся гидроксид и соли.

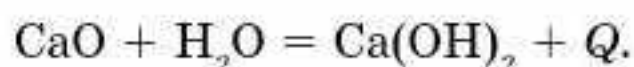
Оксид кальция CaO — белое тугоплавкое вещество, очень гигроскопичное. В технике CaO называют *негашеной известью*; оксид кальция получают термическим разложением известняка, мрамора CaCO₃:



CaO — типичный основной оксид. Оксид кальция взаимодействует с кислотными оксидами, кислотами:

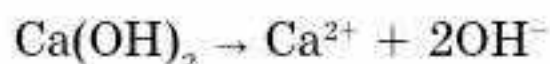


Оксид кальция легко взаимодействует с водой, образуя щелочь. Эта реакция протекает бурно, при этом выделяется большое количество теплоты:



Реакцию оксида кальция с водой называют *гашением извести*. Ca(OH)₂ — гидроксид кальция в технике называют *гашеной известью*. Ca(OH)₂ — тонкий рыхлый порошок, малорастворим в воде. Насыщенный раствор Ca(OH)₂ в воде называют *известковой водой*, а взвесь (суспензия) его в воде носит название “известковое молоко”.

В растворе гидроксид кальция полностью диссоциирует на ионы:



Щелочной раствор обнаруживается по малиновой окраске фенолфталеина. Гидроксид кальция нейтрализуется кислотными оксидами и кислотами. Известковую воду используют для обнаружения оксида углерода (IV) в лабораторных условиях:

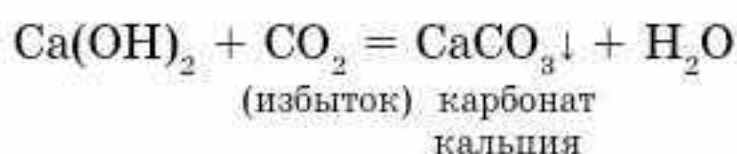
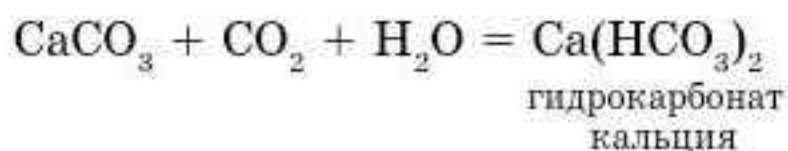


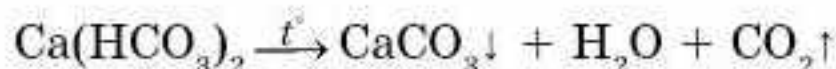


Рис. 46. Сталактиты и сталагмиты

Раствор сначала мутнеет, а при длительном пропускании оксида углерода (IV) он становится прозрачным:



Если полученный прозрачный раствор гидрокарбоната кальция нагревают, то он снова мутнеет:



Процессы превращения карбонатов в гидрокарбонаты и наоборот играют большую роль в поддержании в атмосфере постоянного содержания углекислого газа CO_2 .

Именно такая реакция приводит к образованию в пещерах сталактитов и сталагмитов (рис. 46).

Применение. Главное применение металлического кальция — это его использование восстановителя в металлургии. Гашеная известь широко применяется в строительстве. Известняк, мрамор применяют как строительный материал; мел — как наполнитель для резиновых смесей, бумаги, линолеума, в производстве зубного порошка, косметических средств и т. д. Хлорную известь CaOCl_2 широко используют при отбеливании и дезинфекции; гипс, алебастр — в строительном деле, в медицине.



Кальций является активным металлом, и в природе встречается только в виде соединений. Он взаимодействует с неметаллами, водой, кислотами и во всех реакциях участвует как активный восстановитель.

Оксид кальция — типичный основной оксид, он взаимодействует с кислотными оксидами, кислотами, легко взаимодействует с водой, образуя щелочь.

Гидроксид кальция как основание проявляет все химические свойства, характерные этому классу соединений.



1. Расположите в ряд по возрастанию восстановительной способности следующие металлы: Mg, Ba, Sr, Be, Ca, Ra.
2. Приведите несколько уравнений реакций, доказывающие восстановительные свойства кальция.
3. Почему жженую известь нельзя длительное время хранить на воздухе? Ответ поясните уравнениями реакций.
4. К какой группе реакций (экзотермическим или эндотермическим) относится процесс гашения извести? Составьте уравнение реакции.
5. Перечислите, где применяются кальций и его соединения?

- 1. 8 г металла со степенью окисления +2 прореагировали с водой, и выделился газ объемом 4,48 л (н. у.). Определите неизвестный металл.
 Ответ: кальций.
- 2. Для растворения 5,6 г оксида двухвалентного металла потребовалось 25 г 29,2%-ной соляной кислоты. Оксид какого металла был взят?
 Ответ: CaO.
- 3. Какой объем (н. у.) двуоксида углерода получится при прокаливании 5 кг известняка, содержащего 10% примесей?
 Ответ: 1008 л.
- 4. При растворении в кислоте 5 г оксида кальция CaO, содержащего примесь CaCO₃, выделилось 140 мл газа (н. у.). Какова массовая доля CaCO₃ в исходной смеси?
 Ответ: 12,5%.

Знаешь ли ты?

Недостаток кальция вызывает ломкость костей — остеопороз. Для восполнения кальция необходимо употреблять в пищу молочные продукты, сыры.

§ 35. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

Под жесткостью воды понимается совокупность ее свойств, обусловленных содержанием ионов Ca²⁺ и Mg²⁺. *Природную воду с большим содержанием этих ионов называют жесткой.* Такая вода непригодна для охлаждения двигателей внутреннего сгорания и питания паровых котлов, так как при нагревании жесткой воды на стенках водонагревательных и охладительных систем образуется накипь (рис. 47).

Накипь плохо проводит теплоту, поэтому возможен перегрев моторов и паровых котлов, кроме того, ускоряется их изнашивание. В жесткой воде плохо пенится мыло. Устранение жесткости воды (т. е. осаждение избытка катионов Ca²⁺ и Mg²⁺) называется *умягчением*.

Различают **временную (или карбонатную) и постоянную жесткость воды**. Способы устранения жесткости воды приведены в таблице 22.

Сегодня на уроке:

- рассмотрим понятие "жесткость";
- узнаем способы устранения жесткости.

Ключевые понятия

- жесткая вода
- временная жесткость
- постоянная жесткость
- устранение жесткости



Рис. 47. Накипь в трубах

Жесткость воды и способы ее устранения

Вид жесткости	Способы устранения
Временная жесткость (карбонатная) воды обусловлена наличием в ней гидрокарбонатов кальция и магния	Кипячение воды: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \text{ р-р} \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ Действие соды Na_2CO_3 : $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ Действие известкового молока $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или любой другой щелочи:
Постоянная жесткость воды обусловлена наличием в ней сульфатов и хлоридов кальция, магния	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ Действие соды: Na_2CO_3 $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$



Природную воду с большим содержанием ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} называют *жесткой*. Различают *временную* и *постоянную жесткость воды*. При нагревании жесткой воды на стенках водонагревательных и охлаждающих систем образуется накипь. Устранение жесткости воды (т. е. осаждение избытка катионов Ca^{2+} и Mg^{2+}) называется *умягчением*.

Как временную, так и постоянную жесткость воды также можно устранить добавлением Na_3PO_4 и K_2CO_3 и т. д.



1. Сформулируйте определение общей жесткости воды. С наличием в воде каких катионов и анионов связана общая жесткость?
2. К каким водам — мягким или жестким — относится колодезная, ключевая и дождевая вода?
3. Почему жесткую воду нельзя использовать для охлаждения двигателей машин? Ответ подтвердите уравнением реакции.
4. Каковы основные способы устранения жесткости воды? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Как химическим путем можно очистить в домашних условиях посуду от накипи?
6. Чем вредна жесткая вода для здоровья?

- 1. Жесткость воды обусловлена содержанием в ней гидрокарбоната кальция. Рассчитайте массовую долю этого вещества в воде, если для устранения жесткости в воду массой 5 кг потребовалось добавить гашеную известь массой 1,48 г.

Ответ: 0,0648%.

- 2. Жесткость воды обусловлена присутствием в ней гидрокарбонатов кальция и магния (массовая доля гидрокарбоната кальция 0,01% и гидрокарбоната магния 0,01%). Рассчитайте массу гидроксида кальция, который потребуется для устранения жесткости воды массой 30 кг.

Ответ: 4,41 г.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

Ознакомление с образцами важнейших солей натрия, калия, кальция и сравнение химической активности металлов магния

Реактивы:

- соли натрия, калия
- соли кальция, магния
- вода

Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- фарфоровая чашка
- штатив для пробирок
- пробирки
- фильтровальная бумага
- пинцет

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт 1.

1. Рассмотрите образцы важнейших солей натрия, калия, кальция, магния и заполните таблицу:

Название соли	Химическая формула	Внешний вид, цвет	Растворимость в воде
---------------	--------------------	-------------------	----------------------

Опыт 2. Качественное определение ионов натрия, калия, кальция

Очищенную нихромовую проволоку окуните (для каждой соли отдельно) в насыщенные растворы солей кальция, натрия, калия и внесите в бесцветное пламя газовой горелки. Ионы натрия окрашивают бесцветное пламя горелки в желтый, калия — в розовый, кальция — в кирпично-красный цвет.

ГЛОССАРИЙ

(словарь терминов на русском, казахском и английском языках)

Закон Авогадро — в равных объемах любых газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Авогадро заңы — Бірдей жағдайда (температура мен қысымда) әртүрлі газдардың бірдей көлеміндегі молекулалар саны бірдей болады.

Avogadro's Law — if you've got two gases under the same conditions of temperature, pressure, and volume, they've got the same number of particles (atoms or molecules). This law only works for ideal gases, none of which actually exist.

Акцептор — частица, молекула, способная принять электронную пару от донора и образовать с ним ковалентную донорно-акцепторную связь.

Акцептор — донордан электрон жұбын қабылдай алатын және онымен ковалентті донорлы — акцепторлы байланыс түзетін бөлшек немесе молекула.

Acceptor — in chemistry an atom or compound to which electrons are donated during the formation of a coordinate covalent bond.

Аллотропия — явление существования нескольких простых веществ для данного элемента, например кислород и озон.

Аллотропия — бір химиялық элементтің бірнеше жай зат түрінде болуы, мысалы оттегі мен озон оттегі химиялық элементінің аллотропиялық түрлері.

Allotrope — two or more elements with the same physical components, but different structural forms. The physical, and chemical properties of allotropic forms of an element are totally different from each other.

Альфа-распад (α -ыдырау, α -disintegration) — радиоактивный распад, при котором выделяются ядра атомов гелия.

Альфа-ыдырау — нәтижесінде гелий атомдарының ядросы бөлінетін радиоактивті ыдырау.

Alpha-particle decay — a common mode of decay for radioactive nuclides in which the mass number changes

Альфа-частицы (α -сәуле шығару, α -particle) — ядра атомов гелия, излучаемые при радиоактивном распаде.

Альфа-бөлшектер — радиоактивті ыдырау кезінде түзілген гелий атомдарының ядросы.

Alpha particle — a radioactive particle equivalent to a helium nucleus (2 protons, 2 neutrons).

Анион — отрицательно заряженный ион.

Анион — теріс зарядталған ион.

Anion — a negatively charged particle or ion.

Анод — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс окисления.

Анод — электрохимиялық ұяшықтағы тотығу процесі жүзеге асатын электрод.

Anode — the electrode where oxidation occurs. In other words, this is where electrons are lost by a substance.

Атом — химически неделимая, мельчайшая частица вещества.

Атом — заттың химиялық жолмен бөлінбейтін ең кіші бөлшегі.

Atom — The smallest structural unit of any chemical element is called an atom.

Атомная масса (относительная атомная масса) — отношение массы атома данного элемента к 1/12 массы атома углерода ^{12}C .



Гидролиз — реакция взаимодействия сложных веществ с водой. Например, гидролиз солей или сложных эфиров.

Гидролиз — күрделі заттардың сумен әрекеттесу реакциясы, мысалы тұздар мен күрделі эфирлердің гидролизі.

Hydrolysis — the decomposition of a compound by means of water (or the OH^- ion), the water also being decomposed in the reaction.

Гомогенные системы — такие системы, которые содержат вещества в одинаковых агрегатных состояниях, системы, где нет границы раздела поверхностей.

Гомогенді жүйелер — агрегаттық күйлері бірдей заттардан тұратын беттердің бөліну шекарасы жоқ жүйе.

Homogeneous systems — a type of mixture made up of substances that have uniformity in terms of composition and property.

Группа (в периодической системе) — вертикальный столбец элементов в периодической таблице, обладающих общими свойствами.

Топ — периодтық жүйедегі қасиеттері ұқсас элементтер орналасқан тік қатар.

Group (Periodic Table) — in the periodic table, the vertical columns in which elements with similar properties are placed are known as groups.

Диссоциация (электролитическая) — распад электролита на катионы и анионы.

Диссоциация (электролиттік) — электролиттің катиондар мен аниондарға ыдырауы.

Dissociation — when water dissolves a compound and forms cations and anions.

Диффузия — перемешивание молекул или других частиц при соприкосновении двух или более материалов за счет теплового движения молекул, например распространение запахов в воздухе.

Диффузия — екі немесе одан да көп заттар жанасқанда молекулалардың жылулық қозғалысынан молекулалар мен басқа бөлшектердің араласуы, мысалы, ауада иістің таралуы.

Diffusion — when particles move from areas of high concentration to areas of low concentration. For example, if you open a bottle of ammonia on one end of the room, the concentration of ammonia molecules in the air is very high on that side of the room. As a result, they tend to migrate across the room, which explains why you can smell it after a little while.

Донор — частица, имеющая свободные пары электронов, например атом азота в молекуле аммиака NH_3 .

Донор — бос электрон жұбы бар бөлшек, мысалы аммиак NH_3 молекуласындағы азот атомы.

Donor — a donor atom is the one that shares or donates its electrons to a Lewis acid to form a coordination complex.

Жесткая вода — вода, содержащая ионы кальция и магния.

Кермек су — құрамында кальций мен магний иондары бар су.

Hard water — hard water is water which will not readily form lather with soap due to the presence of dissolved calcium or magnesium salts in the water.

Жидкость — такое состояние, при котором вещество сохраняет свой объем, но не имеет собственной формы.

Сұйықтық — заттың өзінің көлемін сақтайтын күйі, бірақ пішіні болмайды.

Liquid — a state of matter that has a high density and is incompressible compared to a gas.

Изотопы — атомы одного и того же элемента, различающиеся количеством нейтронов в ядре атома.

Изотоптар — атом ядросындағы нейтрон сандары әртүрлі бір элементтің атомдары.

Isotope — when an element has more than one possibility for the number of neutrons, these are called isotopes.



Ингибитор — катализатор, замедляющий скорость химической реакции, но сам не расходующийся при этом.

Ингибитор — химиялық реакцияның жылдамдығын баяулататын, бірақ реакция барысында жұмсалмайтын зат тежегіштер деп аталады.

Inhibitor — a substance that slows down a chemical reaction.

Ион — электрически заряженный атом или группа атомов.

Ион — электрлік заряды бар атом немесе атомдар тобы.

Ion — an atom or a molecule carrying an electric charge is called an ion. It is formed as a result of losing or gaining of electrons.

Ионная связь — химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения противоположно заряженных ионов в ионном соединении.

Иондық байланыс — қарама-қарсы зарядталған иондардың электростатикалық тартылуы есебінен пайда болған химиялық байланыс.

Ionic Bond — a kind of chemical bond formed as a result of attraction between oppositely charged particles or ions.

Ионные соединения — соединения, образованные ионами.

Иондық қосылыс — иондардан түзілген қосылыс.

Ionic compound — a compound that results when a metal reacts with a nonmetal to form a cation and an anion.

Изобары — разновидности разных химических элементов, имеющих одинаковые атомные массы, например $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Изобарлар — атомдық массалары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы, $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Isobars — are atoms of different Chemical elements that have the same number of nucleons.

Example — $^{40}_{8}\text{Ar}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Изотоны — разные химические элементы, имеющие равное число нейтронов, например $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Изотондар — нейтрон сандары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы, $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Isotone — any of two or more species of atoms or nuclei that have the same number of neutrons. Example — $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

Испарение — переход веществ из жидкого или твердого состояния в газообразное состояние.

Булану — заттардың қатты немесе сұйық күйден буға айналуы.

Evaporization — the change in state that occurs when a liquid evaporates to form a gas.

Катализатор — вещество, ускоряющее скорость реакции, но само при этом не расходующееся.

Катализатор (өршіткі) — химиялық реакцияның жылдамдығын арттыратын, бірақ реакция барысында жұмсалмайтын зат.

Catalyst — a substance that speeds up a chemical reaction without being used up by the reaction.

Катион — положительно заряженный ион.

Катион — оң зарядталған ион.

Cation — a positively charged particle.

Катод — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс восстановления.

Катод — электрохимиялық ұяшықтағы тотықсыздану процесі жүретін электрод.

Cathode — the electrode in which reduction occurs. Reduction is when a compound gains electrons.



Квантовые числа — числа, описывающие состояние электрона в атоме.

Квант сандары — атомдағы электрон күйін сипаттайтын сандар.

Quantum numbers — indices that label quantized energy states. Quantum numbers are used to describe the state of a configuration.

Кислота — электролит, диссоциирующий на катионы водорода H^+ и на анионы кислотного остатка.

Қышқыл — сутек иондары H^+ мен қышқыл қалдығының аниондарына диссоциацияланатын электролит.

Acid — this is anything that gives off H^+ ions in water. Acids have a pH less than 7 and are good at dissolving metals. They turn litmus paper red and phenolphthalein colorless.

Ковалентная связь — химическая связь между атомами, возникающая путем обобществления электронных пар.

Коваленттік байланыс — атомдардың ортақ электрон жұбы арқылы түзілетін химиялық байланыс.

Covalent Bond — a type of chemical bond in which sharing of electrons takes place between the reacting atoms.

Концентрация раствора — количество растворенного вещества в определенном количестве раствора или растворителя.

Концентрация — ерітіндінің немесе еріткіштің белгілі мөлшерінде еріген заттың мөлшері (масса).

Concentration — a measurement of the amount of stuff (solute) dissolved in a liquid (solvent).

Коррозия — разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды.

Коррозия — қоршаған ортаның әсерінен металдар мен олардың құймаларының жемірілуі.

Corrosion — corrosion is a reaction that involves action of an oxidizing agent on a metal.

Массовое число — сумма чисел протонов и нейтронов в ядре атома данного изотопа.

Массалық сан — берілген изотоп атомының ядросындағы протон мен нейтрондар санының қосындысы.

Mass number — is sum member of protons and neutrons

Молекула — наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства. Частица из двух и более атомов, связанных ковалентными связями.

Молекула — заттың қасиетін сақтайтын ең кіші бөлшегі. Коваленттік байланыспен байланысқан екі немесе одан да көп атомдардан тұратын бөлшек.

Molecule — a small, neutrally charged particle formed as a result of chemical bonding between two or more atoms.

Моль — количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) его структурных частиц (атомов, ионов, молекул, электронов).

Моль — құрамында $6,02 \cdot 10^{23}$ (Авогадро саны) құрылымдық бөлшек (атом, ион, молекула, электрон) болатын заттың бөлігі.

Mole [mol] — that amount of a substance which contains the Avogadro Constant number of particles.

Молярная концентрация — это отношение количества растворенного вещества V (в моль) к объему раствора V (в литрах).

Молярлық концентрация — мольдің көлемге (литр) қатынасымен өрнектелетін ерітіндінің концентрациясы.

Molarity — a unit of concentration equal to moles of solute divided by liters of solution.

Молярная масса — масса в граммах одного моль вещества.

Мольдік масса — бір моль заттың граммен алынған массасы.

Molar mass — the mass of one mole of particles.



Молярный объем — объем, занимаемый одним моль газа, при нормальных условиях этот объем равен 22,4 л.

Молярлық (мольдік) көлем — бір моль газдың қалыпты жағдайдағы алатын көлемі, ол 22,4 л.

Molar volume — the volume of one mole of a substance at STP. If you believe that everything is an ideal gas, this is always 22.4 liters. Unfortunately, there's no such thing as an ideal gas.

Нейтрон — нейтральная частица, входящая в состав ядра атома.

Нейтрон — атом ядросының құрамына кіретін бейтарап бөлшек.

Neutron — a sub atomic particle with no electrical charge, present in the nucleus of an atom.

Неэлектролит — раствор и расплав веществ, не проводящих электрический ток.

Бейэлектролит — ерітіндісі мен балқымасы электр тогын өткізбейтін заттар.

Nonelectrolyte — a substance that, when dissolved in water, gives a nonconducting solution.

Нейтрализация — реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды.

Бейтараптау — қышқыл мен негіз арасындағы тұз және су түзіле жүретін реакция.

Neutralization — the reaction of an acid with a base to form water and a salt.

Нуклоны — частицы атомного ядра любого химического элемента, протоны и нейтроны.

Нуклондар — кез келген химиялық элемент атомының ядросына кіретін — протондар мен нейтрондар.

Nucleons — those particles that constitute the nucleus of an atom. In other words, protons and neutrons are collectively known as nucleons.

Нуклиды — разновидности химических элементов, имеющие определенный атомный номер и атомную массу.

Нуклидтер — белгілі атомдық нөмірі мен атомдық массасы бар химиялық элементтің атомдарының түрі.

Nuclide — the general term applied to each unique atom, represented by YX , where X is the symbol for a particular element.

Окисление — процесс отдачи электронов атомами, ионами и молекулами.

Тотығу — атом, ион және молекуланың электронын беру процесі.

Oxidation — when a substance loses electrons.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, при которых происходит перенос электронов от одного атома к другому.

Тотығу-тотықсыздану реакциялары (ТТР) — электрондардың бір атомнан екінші атомға ауысуы нәтижесінде жүретін реакция.

Oxidation-reduction (redox) reaction — a reaction in which one or more electrons are transferred.

Окислители — атомы, молекулы и ионы, принимающие электроны.

Тотықтырғыш — электронды қабылдайтын атом, молекула және иондар.

Oxidizer — a chemical substance that undergoes reduction in order to oxidize another reactant, during a chemical reaction is known as oxidizing agent.

Оксид — бинарное соединение, содержащее кислород.

Оксид — құрамында оттегі бар бинарлы қосылыс.

Oxide — a binary compound that contains oxygen in the -2 oxidation state.

Основание — электролит, диссоциирующий на катионы металла и на гидроксид-анионы.

Негіз — металл катионы мен гидроксид анионға диссоциацияланатын электролит.

Base — a compound that gives off OH⁻ ions in water. They are slippery and bitter and have a pH greater than 7.



Парниковый эффект — нагрев внутренних слоев атмосферы из-за частичного экранирования теплового излучения земли углекислым газом и другими газами атмосферы.
Жылыжайлық эффект — көмірқышқыл газы мен басқа да газдардың жер бетінен бөлінген жылулық сәулелерді жартылай бүркемелеуі салдарынан атмосфераның ішкі қабаттарының қызуы.

Greenhouse effect — a warming effect exerted by the earth's atmosphere (particularly CO_2 and H_2O) due to thermal energy retained by absorption of infrared radiation.

Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс.

Период — периодтық кестедегі элементтердің атомдық массасының өсу ретімен орналасқан химиялық элементтердің көлденең қатары.

Period — a row (left to right) in the periodic table.

Позитрон — частица, равная по массе электрону, но с противоположным зарядом.

Позитрон — массасы электронның массасына тең, бірақ заряды қарама-қарсы бөлшек.

Positron — a positron is the tiny particle produced and released during radioactive decay. It carries a single positive charge and its mass is equal to that of an electron.

Протон — положительно заряженная частица, входящая в состав атомного ядра.

Протон — атом ядросының құрамына кіретін оң зарядты бөлшек.

Photon — A primary particle that forms the basic unit of various forms of electromagnetic radiations, including light. It shows dual properties of both a wave as well as a particle.

Радиоактивный распад — излучение альфа-, бета- и гамма-лучей радиоактивными изотопами.

Радиоактивті ыдырау — радиоактивті изотоптардың альфа-, бета- және гамма-сәулелер шығарып ыдырауы.

Radioactivity — the phenomenon of the disintegration of the nuclei of unstable atoms, that results in loss of energy in the form of different types of radiations like alpha and beta particles, gamma rays etc. is known as radioactivity.

Равновесие (химическое) — состояние в обратимом процессе, когда скорость прямой и обратной реакций равны.

Химиялық тепе-теңдік — қайтымды процестегі тура және кері реакциялардың жылдамдығының өзара теңескен күйі.

Equilibrium — when the forward rate of a chemical reaction is the same as the reverse rate. This only takes place in reversible reactions because these are the only type of reaction in which the forward and backward reactions can both take place.

Радикал — частица, имеющая неспаренный электрон.

Радикал — жұптаспаған электроны бар бөлшек.

Radical — a radical is an atom, molecule, or ion that has an unpaired valence electron.

Ряд активностей — последовательность металлов, расположенных в соответствии с их относительной химической активностью.

Белсенділік қатары — металдардың салыстырмалы химиялық белсенділігі бойынша орналасқан қатар.

Reactivity Series of Metals — reactivity Series in chemistry is an experimental, structural and logical progression of series of metals in order of reactivity from highest to lowest.

Сплавы — однородные системы, состоящие из двух или более металлов с характерными металлическими свойствами.

Құймалар — екі немесе одан да көп металдардан тұратын, металдардың қасиеті бар бір текті жүйе.

Alloy — a mixture of two metals. Usually, you add very small amounts of a different element to make the metal stronger and harder.



Структурная (графическая) формула — формула вещества, показывающая последовательность соединения атомов в молекуле.

Құрылымдық формула — молекуладағы атомдардың байланысу тәртібін көрсететін заттың формуласы.

Structural Formula — when the structure of the molecule of a compound is represented in the graphical form, it is called a structural formula.

Соль — электролит, состоящий из ионов атомов металлов (и иона аммония) и анионов кислотного остатка.

Түз — металл иондары (аммоний ионы) мен қышқыл қалдығының аниондарынан тұратын электролит.

Salt — salt is a chemical compound obtained by the neutralization of acidic and basic substances. An ionic compound.

Тепловой эффект — количество выделяемой или поглощаемой энергии при протекании химической реакции.

Жылу эффектісі — химиялық реакция нәтижесінде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

Heat of reaction — the heat change which occurs when a reaction takes place according to a given chemical equation.

Теплота сгорания — теплота, выделяемая при сгорании одного моль вещества.

Жану жылуы — заттың бір мольі жанғанда бөлінетін жылу.

Heat of combustion — the heat of combustion is the energy liberated when a substance undergoes complete combustion, at constant pressure usually in an environment with excess oxygen.

Теплота образования — теплота выделяемого или поглощаемого при образовании одного моль сложного вещества из простых веществ.

Түзілу жылуы — жай заттардан бір моль күрделі зат түзілгенде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

Heat of formation — released or absorbed (enthalpy change) during the formation of a pure substance from its elements at constant pressure and usually denoted by ΔH_f

Химия — наука о веществах и их превращениях.

Химия — заттар мен олардың өзгерісі туралы ғылым.

Chemistry — is the scientific discipline involved with compounds composed of atoms, i.e. elements, and molecules, i.e. combinations of atoms — their composition, structure, properties, behavior and the changes they undergo during a reaction with other compounds.

Химические явления — явления, в которых происходит превращение одних веществ в другие.

Химиялық құбылыстар — нәтижесінде бастапқы заттардан жаңа заттар түзілетін құбылыс.

Chemical properties — the process by which atoms of one or more chemical substances interact with each other, to produce new products with different composition and properties.

Химическая связь — взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.

Химиялық байланыс — екі атомның электрондарын алмастыруы арқылы байланысуы.

Chemical Bond — a force of attraction that binds two or more atoms together, in order to form a compound is known as a chemical bond.

Ультрафиолетовое излучение — электромагнитное излучение с энергией большей, чем видимый свет. Может повреждать ткани тела, вызывает загар.

Ультракүлгін сәуле шығару — көрінетін жарықтан энергиясы жоғары электромагниттік сәулелену. Дененің тканьдерін зақымдауы мүмкін, күнге күй.

Ultraviolet solar radiation — (UV) is electromagnetic radiation with a wavelength, shorter than that of visible light but longer than X-rays.



Физические явления — такие явления, в которых не происходит превращение одних веществ в другие.

Физикалық құбылыстар — бастапқы заттар басқа заттарға айналмайтын құбылыс.
Physical Property — that aspect of any substance which can be evaluated without bringing any change to its chemical structure is known as physical property.

Электроны — отрицательно заряженные частицы, расположенные в атоме.

Электрондар — атомдағы теріс зарядталған бөлшектер.

Electron — electron is a negatively charged subatomic particle that revolves around the nucleus of an atom.

Электролиты — расплавы и растворы веществ, проводящие электрический ток.

Электролиттер — Балқымалары мен ерітінділері электр тогын өткізетін заттар.

Electrolyte — an electrolyte is a chemical substance that splits up into ions in aqueous state or molten state and acts as a medium to conduct electricity.

Электроотрицательность атома — способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов в химических соединениях.

Электртерістілік — химиялық қосылыстағы бір химиялық элемент атомының екінші элемент атомының валенттілік электрондарын өзіне тарту қабілеті.

Electronegativity — in a covalent bond between two dissimilar atoms, electronegativity can be defined as the capacity of the atom of an element to draw the valence electrons towards itself.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Периодическая система химических элементов

<p>Аt 85</p> <p>[210]</p> <p>Астат Astatine</p> <p>Символ — Номер</p> <p>Относительная атомная масса — Устойчивая степень окисления</p> <p>Название на русском на английском — Полуметалл — Радиохимикан</p>																																																																																				
s-элементы				p-элементы				d-элементы				f-элементы																																																																								
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																			
H 1.00794 Водород Hydrogen	Li 6.941 Литий Lithium	Be 9.0122 Бериллий Beryllium	B 10.811 Бор Boron	C 12.0107 Углерод Carbon	N 14.0067 Азот Nitrogen	O 15.9994 Кислород Oxygen	F 18.9984 Фтор Fluorine	Ne 20.1797 Неон Neon	Na 22.98976928 Натрий Sodium	Mg 24.304 Магний Magnesium	K 39.0983 Калий Potassium	Ca 40.078 Кальций Calcium	Sc 44.955912 Скандий Scandium	Ti 47.88 Титан Titanium	V 50.9415 Ванадий Vanadium	Cr 51.9961 Хром Chromium	Mn 54.938044 Марганец Manganese	Fe 55.845 Железо Iron	Co 58.933194 Кобальт Cobalt	Ni 58.6934 Никель Nickel	Cu 63.546 Медь Copper	Zn 65.38 Цинк Zinc	Ga 69.723 Галлий Gallium	Ge 72.63 Германий Germanium	As 74.921595 Мышьяк Arsenic	Se 78.96 Селен Selenium	Br 79.904 Бром Bromine	Kr 83.798 Криптон Krypton	Rb 85.4678 Рубидий Rubidium	Sr 87.62 Стронций Strontium	Y 88.905848 Иттрий Yttrium	Zr 91.224 Цирконий Zirconium	Nb 92.90638 Ниобий Niobium	Mo 95.94 Молибден Molybdenum	Tc 97.90628 Технеций Technetium	Ru 101.07 Рутений Ruthenium	Rh 102.90550 Родий Rhodium	Pd 106.42 Палладий Palladium	Ag 107.8682 Серебро Silver	Cd 112.411 Кадмий Cadmium	In 114.818 Индий Indium	Sn 118.710 Олово Tin	Sb 121.757 Сурьма Antimony	Te 127.6 Теллур Tellurium	I 126.90545 Йод Iodine	Xe 131.29 Ксенон Xenon	Cs 132.90545196 Цезий Cesium	Ba 137.327 Барий Barium	La 138.90547 Лантан Lanthanum	Hf 178.49 Гафний Hafnium	Ta 180.94788 Тантал Tantalum	W 183.84 Вольфрам Tungsten	Re 186.207 Рений Rhenium	Os 190.23 Осмий Osmium	Ir 192.222 Иридий Iridium	Pt 195.084 Платина Platinum	Au 196.966569 Золото Gold	Hg 200.59 Ртуть Mercury	Tl 204.3833 Таллий Thallium	Pb 207.2 Свинец Lead	Bi 208.9804 Висмут Bismuth	Po 209 Полоний Polonium	At 210 Астат Astatine	Rn 222 Радон Radon	Fr 223 Франций Francium	Ra 226 Радий Radium	Ac 227.0278 Актиний Actinium	Th 232.0377 Торий Thorium	Pa 231.036888 Протактиний Protactinium	U 238.02891 Уран Uranium	Np 237.048173 Нептуний Neptunium	Pu 244.06422 Плутоний Plutonium	Am 243.061381 Америций Americium	Cm 247 Кюрий Curium	Bk 247 Берклий Berkelium	Cf 251 Калифорний Californium	Es 252 Эйнштейний Einsteinium	Fm 257 Фермиум Fermium	Md 288 Менделеевский Mendelevium	No 289 Нобелий Nobelium	Lr 260 Лоренций Lawrencium	Lu 174.967 Лютеций Lutetium	Yb 173.054 Иттербий Ytterbium	Lu 103 Лоренций Lawrencium



СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Врублевский А. И. Химия базовый школьный курс. Минск, 2009. 566 с.
2. Рубинов П. Д. Химия. Полный курс 8—11 классы. Питер, 2010. 336 с.
3. Грибанова О. В. Общая и неорганическая химия. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 249 с.
4. Хомченко Г. П. Пособие по химии. М.: Новая волна, 2009. 479 с.
5. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В., Попков В. А. Учебное пособие по химии. Школьный курс. М.: Оникс 21 век, 2014. 429 с.
6. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии под ред. Таланова В. М. и Житного Г. М. Ростов-на-Дону: Феникс, 2008. 411 с.
7. Литвинова Т. Н., Мельникова Е. Д., Соловьева М. В. и др. Химия в задачах. 2500 задач с решениями. М.: Оникс, Мир и образование, 2009. 832 с.
8. Еремин В. В., Кузьменко Н. Е. Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. М.: Экзамен, 2008. 527 с.
9. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В. Сборник задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов. М.: Экзамен, Оникс 21 век, 2011. 547 с.
10. Тесты. Химия 8—9 классы. М.: Дрофа, 2002. 121 с.
11. Контрольные и проверочные работы по химии 8—9 классы. М.: Дрофа, 2012. 141 с.
12. Химия в схемах, терминах, таблицах. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 95 с.
13. 100 дней до ЕГЭ. Химия. М.: Эксмо, 2012. 240 с.
14. Готовимся к экзаменам ГИА. М.: Дрофа, 2011. 207 с.
15. Киреев В. А. Курс физической химии. М. Химия, 1975. 775 с.
16. Грандберг И. И. Органическая химия. М. Высшая школа 1977. 217 с.
17. Левкин А. Н., Кузнецова Н. Е. Задачник по химии 11 класс. М., Вентана-граф. 2009, 237 с.



СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	4
Глава I. СТРОЕНИЕ АТОМА	
§ 1. Современная теория строения атома. Состояние и движение электронов в атоме	5
§ 2. Квантовые числа. Принцип Паули, правило Гунда (Хунда) и Правило Клечковского	9
§ 3. Изотопы. Радиоактивность	16
Решение задач на тему: “Нахождение химической формулы соединений по массовой доле атомов химических элементов в составе”	22
Глава II. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ	
§ 4. Закономерности изменения свойств элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева	24
§ 5. Валентность и валентные возможности атомов	28
Глава III. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	
§ 6. Ковалентная связь	32
§ 7. Характеристики ковалентной связи	35
§ 8. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул	39
§ 9. Электроотрицательность и полярность связи	43
§ 10. Ионная связь	47
§ 11. Металлическая связь	49
§ 12. Водородная связь	52
Лабораторная работа № 1	56
Глава IV. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	
§ 13. Классификация химических реакций	57
§ 14. Окислительно-восстановительные реакции	60
§ 15. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	63
§ 16. Электролиз	66
§ 17. Электролиз расплавов и растворов	70
§ 18. Гидролиз солей	75
§ 19. Тепловой эффект химической реакции и ее значение	78
Лабораторная работа № 2, № 3	82
Глава V. КИНЕТИКА	
§ 20. Скорость химической реакции	84
§ 21. Факторы, влияющие на скорость химических реакций	86
§ 22. Катализаторы и катализ	91
Решение задач на тему: “Изменение скорости реакции при изменении концентрации реагирующих веществ и температуры”	95
Лабораторная работа № 4, № 5	98
Глава VI. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	
§ 23. Химическое равновесие	100
§ 24. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия	103
Лабораторная работа № 6	106
Глава VII. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ	
§ 25. Сравнительная характеристика металлов и неметаллов	107

§ 26. Сравнение химических свойств и способов получения металлов и неметаллов	110
§ 27. Соединения металлов и неметаллов	115
§ 28. Биологическая роль металлов и неметаллов в жизнедеятельности живых организмов.....	119
Лабораторная работа № 7	125

Глава VIII. ВАЖНЕЙШИЕ s-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 29. Общая характеристика s-элементов, Щелочные металлы	126
§ 30. Натрий.....	129
§ 31. Важнейшие соединения натрия.....	132
§ 32. Калий и его важнейшие соединения.....	135
§ 33. Элементы 2(IIA) группы. Магний.....	138
§ 34. Кальций и его важнейшие соединения	141
§ 35. Жесткость воды и способы ее устранения	145
Лабораторная работа № 8	147
Глоссарий	148
Приложение.....	157
Список использованной литературы	158

Учебное издание

**Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна
Белоусова Татьяна Геннадьевна**

ХИМИЯ

Часть I

Учебник для 10 классов общественно-гуманитарного
направления общеобразовательных школ

Редактор *Л. Байтенова*
Худож. редактор *А. Акыл*
Техн. редактор *И. Тарапунец*
Корректор *И. Скуратова*
Компьютерная верстка *А. Кокумовой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству
Министерством образования и науки Республики Казахстан
7 июля 2003 года

ИБ №5984

Подписано в печать 24.06.19. Формат 70·100¹/₁₆. Бумага офсетная.
Гарнитура "SchoolBook Kza". Печать офсетная. Усл. -печ. л. 12,9+0,32 форзац.
Усл. кр.-отт. 53,54. Уч.-изд. л. 8,0+0,54. форзац. Тираж 25 000 экз. Заказ №

Издательство "Мектеп", 050009, г. Алматы, пр. Абая, 143
Факс.: 8(727) 394-37-58, 394-42-30.
Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34.
E-mail: mektep@mail.ru
Web-site: www.mektep.kz

