

БИБЛИОТЕКА ШКОЛЬНИКА



КАРМАННЫЙ СПРАВОЧНИК

ПО

ХИМИИ

ФЕНИКС

Серия «Библиотека школьника»

О.И. Сечко

КАРМАННЫЙ
СПРАВОЧНИК
ПО ХИМИИ

Ростов-на-Дону
«Феникс»
2013

УДК 373.167.1:54

ББК 24я72

КТК 444

С33

Сечко О.И.

С33 Карманный справочник по химии / О.И. Сечко. — Ростов н/Д : Феникс, 2013. — 217 с. — (Библиотека школьника).

ISBN 978-5-222-20135-0

Данное издание является сокращенным справочным пособием, соответствующим основным разделам школьного курса общей, неорганической и органической химии.

Содержание пособия позволяет использовать его для организации самостоятельной познавательной деятельности абитуриентов и школьников с целью обобщения и закрепления изученного учебного материала.

Используя материалы пособия, абитуриенты имеют возможность самостоятельно обобщить, углубить и расширить представления о предмете, подготовиться к успешной сдаче экзамена.

УДК 373.167.1:54

ISBN 978-5-222-20135-0

ББК 24я72

© Сечко О.И., текст, 2012

© ООО «Феникс», оформление, 2013

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	5
-------------------	---

Неорганическая химия

Тема 1. Основные химические понятия.....	8
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов	15
Тема 3. Химическая связь. Строение вещества	29
Тема 4. Химические реакции	47
Тема 5. Химия растворов.....	60
Тема 6. Неметаллы	82
Тема 7. Металлы.....	115
Тема 8. Электролиз	141

Органическая химия

Тема 1. Углеводороды. Алканы. Алкены. Алкадиены	150
Тема 2. Углеводороды. Алкины. Арены.....	160
Тема 3. Спирты. Фенолы	167
Тема 4. Альдегиды. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры.....	175

Тема 5. Углеводы. Азотсодержащие органические вещества.....	184
Приложение 1. Тривиальные названия некоторых веществ, смесей и сплавов	197
Приложение 2. Хром и его соединения.....	202
Приложение 3. Основы номенклатуры химических веществ	203
Литература.....	216

ПРЕДИСЛОВИЕ

Школьники и абитуриенты на выпускных экзаменах должны показать знания основных теоретических положений химии как одной из важнейших естественных наук, которые лежат в основе научного познания природы, а также уметь применять изученные в школе теоретические положения при рассмотрении классов органических и неорганических веществ; раскрывать зависимость свойств веществ от состава и строения; выполнять типовые расчеты и решать составленные на их основе задачи; знать свойства наиболее важных веществ, которые используются в промышленности, сельском хозяйстве и в быту.

Данное издание является сокращенным справочным пособием, соответствующим основным разделам школьного курса общей, неорганической и органической химии. Следует обратить внимание на тот факт, что теоретический материал пособия не заменяет содержание школьного курса химии, изложенного в соответствующих учебниках, однако содержание пособия позволяет

использовать его для организации самостоятельной познавательной деятельности абитуриентов и школьников с целью обобщения и закрепления изученного учебного материала.

В каждой теме представлено краткое описание изучаемых понятий, приведены примеры уравнений химических реакций. В пособии для каждого раздела химии сохраняется единый стиль. Как, например, неорганическая химия представлена в виде таблиц, содержание которых включает: характеристику химического элемента, простого вещества, соединений элемента, получения соединений и простых веществ, применение, нахождение в природе. Используя материалы пособия, абитуриенты имеют возможность самостоятельно обобщить, углубить и расширить представления о предмете, подготовиться к успешной сдаче экзамена.

Содержание каждой главы по химии размещено перед каждой темой.

Абитуриенты должны уметь пользоваться таблицами: «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева» (короткопериодный или длиннопериодный вариант), «Растворимость

оснований, кислот и солей в воде» и «Электрохимический ряд напряжений металлов».

При подготовке пособия автор обращался к литературе (методической и дидактической), указанной в перечне.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Основные химические понятия

Содержание темы

Предмет и задачи химии. Место химии среди естественных наук. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы. Постоянство состава вещества. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Закон сохранения массы, его значение в химии. Моль — единица количества вещества. Молярная масса. Закон и число Авогадро. Химический элемент, простое вещество, сложное вещество. Знаки химических элементов и химические формулы. Расчет массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.

Понятия, определения

1. Атом — мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.
2. Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.
3. Относительная атомная масса элементов — физическая величина, которая показывает, во

сколько раз средняя масса атомов данного химического элемента больше $1/12$ части массы атома углерода-12.

4. Понятие «простое вещество» отличается от понятия «химический элемент» тем, что простое вещество имеет определенный химический состав, строение, физические и химические свойства.

5. Простых веществ неметаллов в природе больше, чем химических элементов, так как один химический элемент может образовать два и больше простых веществ — аллотропные модификации.

6. Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

7. Формульная единица — группа атомов, которая составляет простейшую химическую формулу вещества немолекулярного строения.

8. Относительная молекулярная (формульная) масса — физическая величина, равная отношению средней массы структурной единицы данного химического вещества к $1/12$ части массы атома углерода-12.

9. Химическое вещество — устойчивая совокупность частиц (атомов, молекул, ионов), обладающая определенными физическими и химическими свойствами. Вещество характеризуется составом, строением, физическими и химическими свойствами.

10. Состав вещества выражается химической формулой, по которой можно определить:

- класс и название вещества;
- количество молекул или формульных единиц;
- химическое количество вещества;
- относительную молекулярную (формульную), молярную массу;
- молярный объем вещества;
- качественный и количественный состав вещества;
- массу и массовую долю каждого элемента в веществе.

11. Вещества имеют молекулярное или немоллекулярное (атомное, ионное) строение.

12. Химическая реакция — это процесс превращения одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов, из которых эти вещества состоят.

Количественные характеристики вещества

1. Количество вещества (химическое количество вещества) — физическая величина, пропорциональная числу элементарных структурных единиц (атомов, молекул, ионов), составляющих данную порцию вещества.

2. Моль — единица химического количества вещества, содержащая столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г углерода-12.

3. Соотношение между величинами:

$$n = m/M; n = V/V_m; n = N/N_A.$$

4. Молярные величины:

Молярная масса	Молярный объем	Число (постоянная) Авогадро
1	2	3
(M) , г/моль — масса вещества химическим количеством 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц) вещества	(V_M) , дм ³ — объем, занимаемый одним моль газообразного вещества при н. у.	(N_A) , моль ⁻¹ — $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (структурных единиц) в одном моль вещества

1	2	3
$M = m(X) / n(X)$	$V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$	$N_A = N/n$
а) Соотношения величин: $m/M = N/N_A$; $V/V_m = N/N_A$		

Основные стехиометрические законы

<p>Закон постоянства состава (Д. Пруст)</p>	<p>Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный <i>качественный</i> и <i>количественный</i> состав.</p> <p>Например, в молекуле серной кислоты независимо от того, как она была получена, два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода</p>
<p>Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов (1748), А. Лавуазье (1789))</p>	<p>Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.</p> <p>Например: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, 4 г + 32 г = 36 г.</p> <p>На основании закона возможно решение расчетных задач по уравнениям химических реакций</p>

<p>Закон Авогадро</p>	<p>В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление) находится одинаковое число молекул.</p> <p>1. Молярный объем газа: $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.</p> <p>2. Плотность газа — отношение массы газа к его объему (отношение молярной массы газа к молярному объему): $\rho = M/V_m$ или m/V.</p> <p>3. Относительная плотность одного газа по другому (D) определяется как отношение массы одного газа к массе другого газа такого же объема или отношение их молярных масс: $D_{A/B} = m_A/m_B$; $D_{A/B} = M_A/M_B$</p>
<p>Закон объемных отношений Гей-Люссака</p>	<p>Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов, как небольшие числа (химические количества). Например:</p> $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $1V \quad 3V \quad 2V$

Закон Бойля— Мариотта	При постоянной температуре: $T = \text{const}, pV = \text{const}$ — процесс изотермический.
Закон Шарля	При постоянном объеме: $V = \text{const}, p/T = \text{const}$
Закон Гей- Люссака	При постоянном давлении: $p = \text{const}, V/T = \text{const}$
Объединенный газовый закон	$p_1 V_1 / T_1 = p_2 V_2 / T_2$ при н. у. $p = 101,3, T_0 = 273 \text{ К}$

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Содержание темы

Строение ядер атомов химических элементов и электронных оболочек атомов на примере элементов 1, 2, 3 и 4 периодов периодической системы. Изотопы.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Распределение электронов в атомах элементов первых четырех периодов. Малые и большие периоды, группы и подгруппы. Характеристика отдельных химических элементов главных подгрупп на основании положения в периодической системе и строения атома. Значение периодического закона для понимания научной картины мира, развития науки и техники.

Понятия, определения

Строение атома

Атом — мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Состав атомных ядер

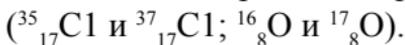
1. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов. Общее название этих частиц — *нуклоны*. Масса протона ($1,673 \cdot 10^{-27}$ кг) и нейтрона ($1,675 \cdot 10^{-27}$ кг) практически равны и равны примерно одной атомной единице массы ($1,66 \cdot 10^{-27}$ кг). Заряд протона (p) $+1$, нейтрон (n) электроотрицателен.

2. Число протонов в атоме носит название *протонного числа*. Оно равно *атомному номеру* элемента. Атомный номер элемента называют также порядковым номером, говоря о месте элемента в периодической системе. Сумма чисел протонов (Z) и нейтронов (N) соответствуют *массовому числу* (A). Параметры A , Z , N связаны между собой соотношениями:

$$A = Z + N; Z = A - N; N = A - Z.$$

3. Атом с определенным значением атомного номера (протонного числа) и массового числа (нуклонного числа) называется *нуклидом*. Нуклиды с одинаковым зарядом ядра, но различными массовыми числами (A), т.е. числом нейтронов, называют *изотопами*. Большинство химических элементов имеет по два и более изотопов — ато-

мов с различным массовым числом за счет разного количества нейтронов в ядре атома.



Состояние электрона в атоме

1. Электрон является частицей (имеет определенную массу, заряд), но его движение вокруг ядра имеет волновой характер. Следовательно, электрон обладает одновременно корпускулярными и волновыми свойствами. Для описания движения электрона в атоме используется вероятностный подход. Состояние электрона в атоме описывается с помощью квантовомеханической модели — электронного облака.

2. Электроны в атоме при движении занимают определенную область околоядерного пространства. Область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют атомной электронной орбиталью, или орбиталью. В зависимости от энергии электронов орбитали имеют различные формы и размеры.

3. Орбиталь, имеющая сферическую форму, обозначается буквой «s». Электроны, образующие эту орбиталь, называются s-электронами.

Орбитали могут иметь и другие формы, например форму объемной восьмерки (гантели). Такие орбитали обозначают буквой «*p*», а электроны, которые их образуют, называют *p*-электронами. Существуют и другие, более сложные по форме орбитали, которым соответствуют *d*- и *f*-электроны.

4. На одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположный момент вращения вокруг своей оси (спин). В этом случае два электрона называются *спаренными*. Если электрон один, то он называется *неспаренным*.

5. Электроны с близкими значениями энергии составляют в атоме электронный слой, или энергетический уровень. Число энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода, в котором находится химический элемент в периодической системе.

6. Каждый энергетический уровень обозначается своим номером: $n = 1, 2, 3, 4$, и т.д. Число орбиталей на конкретном энергетическом уровне равно: $N_{\text{(орб.)}} = n^2$, а максимальное число электронов на энергетическом уровне равно: $N_{\text{(электронов)}} = 2n^2$. Значения энергии электронов

одного и того же энергетического уровня могут несколько различаться. Такие электроны образуют в пределах конкретного уровня *энергетические подуровни*. Они обозначаются буквами *s, p, d, f*. Число энергетических подуровней на любом конкретном энергетическом уровне равно его номеру.

7. Для того, чтобы правильно изображать электронные конфигурации атомов, необходимо соблюдать следующие правила:

- распределение электронов в атоме, находящемся в основном состоянии, определяется принципом минимума энергии. У элементов первых трех периодов электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии;
- на каждой орбитали максимально может находиться не более двух электронов, причем с противоположным спином;
- электроны одного подуровня сначала заполняют орбиталь по одному, а если число электронов больше, чем число орбиталей, то по два, т.е. электроны в атоме стре-

- мятся занять максимальное число орбиталей на энергетическом уровне;
- у атома любого элемента на внешнем энергетическом уровне максимально может находиться не более 8 электронов, а у атомов элементов первого периода не более двух;
 - распаривание электронов при переходе атома в *возбужденное* состояние происходит, как правило, в пределах конкретного энергетического уровня. В возбужденное состояние можно перевести атомы тех элементов второго периода, у которых имеются свободные орбитали;
 - атомы элементов третьего, четвертого и других периодов имеют на внешнем энергетическом уровне *d*-подуровень. При переходе атомов элементов этих периодов в возбужденное состояние *s*- и *p*-электроны могут переходить на *d*-подуровень, поэтому атомы, например, серы способны образовывать не две, а четыре и шесть ковалентных связей, а хлор, бром, йод даже семь ковалентных связей.

Структура периодической системы

1. Периодическая система является выражением *периодического закона*:

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

2. Атомный номер элемента указывает на число протонов (заряд ядра) и электронов в атоме.

3. *Период* — последовательный ряд элементов, электронная конфигурация внешнего энергетического уровня которых изменяется от ns^1 до ns^2np^6 (для первого периода $1s^1$ и $1s^2$).

Номер периода указывает на число энергетических уровней, на которых находятся электроны в атомах данного элемента.

4. *Группа* — вертикальный ряд элементов, расположенный в порядке увеличения зарядов ядер атомов, содержащих одинаковое число валентных электронов:

- объединены элементы, атомы которых имеют сходное электронное строение;

Таблица 1

**Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня
атомов элементов А-групп (1–4-й периоды)**

Группа	IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1-й период	$1s^1$								$1s^2$
2-й период	$2s^1$	$2s^2$		$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
3-й период	$3s^1$	$3s^2$		$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$
4-й период	$4s^1$	$4s^2$	d -эле- менты	$4s^2 4p^1$	$4s^2 4p^2$	$4s^2 4p^3$	$4s^2 4p^4$	$4s^2 4p^5$	$4s^2 4p^6$
Общая электрон- ная конфи- гурация	ns^1	ns^2		$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$

- номер группы показывает число электронов на внешнем энергетическом уровне элементов групп А;
- элементы одной и той же группы имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атомов.

5. В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают четыре типа (*семейства*) элементов:

1) *s-элементы* — последним заполняется *s*-подуровень внешнего энергетического уровня;

2) *p-элементы* — *p*-подуровень внешнего энергетического уровня;

3) *d-элементы* — *d*-подуровень предпоследнего энергетического уровня;

4) *f-элементы* — *f*-подуровень третьего снаружи уровня.

Периодичность изменения свойств атомов химических элементов

1. *Атомные и ионные радиусы:*

- положительных ионов (*катионов*) всегда меньше радиусов атомов соответствующих элементов;

- радиусы отрицательных ионов (*анионов*) больше радиусов атомов.

2. *Энергия ионизации* атома $E_{\text{ион.}}$ — минимальная энергия, необходимая для отрыва от условного атома Э наиболее слабо связанного с ним электрона: $\text{Э} + E_{\text{ион.}} = \text{Э}^+ + e^-$:

- энергия ионизации выражается в килоджоулях на моль (кДж/моль);
- в периоде энергия ионизации увеличивается с ростом атомного номера;
- в группах энергия ионизации, как правило, уменьшается сверху вниз.

3. *Сродство к электрону* — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому: $\text{Э} + e^- = \text{Э}^- + E_{\text{ср.}}$:

- чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон и тем сильнее проявляются его неметаллические свойства;
- выражается обычно в килоджоулях на моль (кДж/моль);
- в периодах сродство к электрону растёт слева направо;
- в группах — уменьшается сверху вниз.

4. *Электроотрицательность элемента* — условная величина, характеризующая способность его атомов в химических соединениях притягивать к себе электроны от атомов-партнеров:

- величина электроотрицательности зависит от энергии ионизации и от его сродства к электрону и упрощенно рассматривается как полусумма этих двух характеристик:

$$\chi = 1/2 (E_{\text{ион.}} + E_{\text{ср.}});$$

- в периоде с ростом атомного номера элемента электроотрицательность возрастает, а в группе, как правило, убывает;
- по величине электроотрицательности можно определить принадлежность элемента к металлам или неметаллам;
- все неметаллы обычно имеют значение электроотрицательности больше двух.

Периодичность изменения свойств химических соединений

1. Металлические свойства атомов химических элементов в периодах убывают слева направо в связи с возрастанием числа электронов на внешнем энергетическом уровне; в группах —

возрастают сверху вниз в связи с возрастанием атомных радиусов.

2. Кислотные свойства кислородных соединений элементов в периодах с возрастанием атомного номера увеличиваются, а основные свойства уменьшаются (табл. 2).

3. Кислотные свойства водородных соединений неметаллов в периодах возрастают.

4. Основные свойства соединений металлов в группах возрастают с возрастанием атомного номера элемента, сверху вниз, в связи с возрастанием атомного радиуса.

Таблица 2

Изменение свойств атомов элементов III периода и их соединений

№ группы	IA	IIA	IIIA	IVA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si
Число электронов на внешнем слое	1	2	3	4
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4
Высший оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂
Характер свойств	основный	основный	амфотерный	кислотный
Гидроксид	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ , H ₃ AlO ₃	H ₂ SiO ₃
Характер свойств	щелочь	нерастворимое основание	амфотерное основание	кислота
Низшая степень окисления	-	-	-	-4
Летучие водородные соединения	-	-	-	SiH ₄

Окончание табл. 2

№ группы	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	P	S	Cl	Ar
Число электронов на внешнем слое	5	6	7	8
Высшая степень окисления	+5	+6	+7	—
Высший оксид	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Характер свойств	кислотный	кислотный	кислотный	—
Гидроксид	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—
Характер свойств	кислота	кислота	кислота	—
Низшая степень окисления	-3	-2	-1	—
Летучие водородные соединения	PH_3	H_2S	HCl	—

Тема 3. Химическая связь. Строение вещества

Содержание темы

Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, водородная, металлическая. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Примеры соединений со связями разных типов. Валентность и степень окисления.

Понятия, определения

Природа и типы химической связи

1. Химическая связь возникает при взаимодействии частиц и определяется как взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы, такие как молекулы, радикалы, кристаллы и др.

2. Причина образования химической связи — стремление атомов к устойчивому состоянию — завершеному внешнему энергетическому уровню.

3. Природа сил химической связи — *электростатическая*. При образовании химической связи общая энергия системы, составленной из мно-

гоатомной структуры, меньше энергии составных частей. Поэтому образование химической связи происходит с выделением энергии.

4. В образовании химической связи между атомами участвуют валентные электроны. Для элементов групп А это электроны внешнего энергетического уровня, групп В — внешнего и предвнешнего энергетических уровней.

5. В зависимости от способа образования устойчивых структур различают основные типы химической связи: ковалентную, ионную, металлическую.

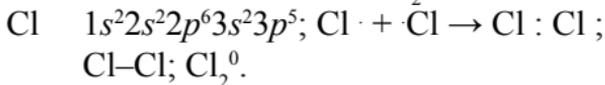
6. Химическая связь характеризуется длиной, кратностью и полярностью.

Ковалентная связь

Ковалентная связь возникает между двумя атомами неметаллов за счет образования электронных пар, принадлежащих обоим атомам.

Ковалентная неполярная связь объединяет атомы одного химического элемента (неметалла) с образованием молекул простых веществ или простых веществ атомного строения ($C_{\text{(алмаз)}}$, $P_{\text{(красный)}}$, Si). Механизм образования связи обменный.

- Общая электронная пара не смещена ни к одному из атомов; *степень окисления* атомов элементов равна нулю.
- Перекрытие *s-s* и *p-p* электронных облаков.
- Одинарная, двойная, тройная связи:



Ковалентная полярная связь объединяет атомы одного химического элемента (неметалла) с образованием молекул сложных веществ или сложных веществ атомного строения. Механизм образования связи обменный и донорно-акцепторный:

- полярность связи обуславливается смещением связывающих электронных пар к одному из атомов, а именно к более электроотрицательному;
- *степень окисления* атомов элементов показывает число и направление смещения общих электронных пар;

- перекрывание s - p и p - p электронных облаков;
- одинарная, двойная, тройная связи.

Кратные связи

Химическая связь между атомами обуславливается перекрыванием разным числом электронных облаков:

- сигма-связь (σ -связь): перекрывание происходит вдоль условной линии, соединяющей ядра атомов. Она может быть образована двумя s -электронами (H_2), s - и p -электронами (HCl), и p - p электронами (Cl_2);
- π -связь образуется с участием p - и d -облаков. При образовании этой связи возникают две области перекрывания электронных облаков (боковое перекрывание);
- химическая связь, осуществляемая одной электронной парой, — одинарная. Одинарная связь всегда σ -связь;
- связь между атомами, осуществляемая более чем одной парой электронов — кратная — двойная или тройная связь.

Энергия и длина химической связи

1. Энергия связи (кДж/моль) — мера прочности химической связи — это энергия, необходимая для разрыва химической связи во всех молекулах, составляющих один моль вещества.

2. Чем больше энергия связи, тем более прочной является ковалентная связь, тем меньше реакционная способность вещества.

3. Длина связи с увеличением радиусов атомов, образующих вещество, увеличивается, а прочность связи при этом уменьшается.

4. Увеличение кратности связи приводит к ее упрочнению. Прочность σ -связи и π -связи не одинакова; π -связь, как правило, менее прочна, чем σ -связь, образованная теми же атомными орбиталями.

Механизм образования химической связи

Различают обменный и донорно-акцепторный механизмы образования химической связи.

При образовании ковалентных связей по обменному механизму атомы элементов III периода могут использовать не только все свои неспа-

ренные электроны, находящиеся в основном состоянии, но и образовавшиеся при распаривании электронов в возбужденном состоянии.

Таким образом, механизм образования ковалентной связи за счет обобществленных неспаренных электронов двух взаимодействующих атомов называется *обменным*.

Образование ковалентной связи в невозбужденном состоянии возможно в результате перехода уже существующей электронной пары донора в общее пользование донора и другого атома — акцептора, предоставляющего для этой пары свободную орбиталь. Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*.

Ковалентные химические связи характеризуются определенной направленностью. Направленность связей объясняется различным расположением электронных облаков, участвующих в ее образовании, в пространстве. Геометрия молекулы определяется в основном пространственной направленностью химических σ -связей. Например, молекула воды имеет угловую форму, метана — тетраэдрическую, этена — плоскую тригональную.

Таблица 3

Механизмы образования химической связи

Обменный	Донорно-акцепторный
Каждый атом предоставляет по одному электрону на образование общей электронной пары	Один из атомов-участников предоставляет пару электронов (донор), а другой — свободную (вакантную) орбиталь (акцептор)
$\text{H} \begin{array}{ c} \hline \cdot\cdot \\ \hline \end{array} \text{H} \text{ или } \text{H}-\text{H}$ $\text{H} \begin{array}{ c} \hline \cdot\cdot \\ \hline \end{array} \text{Cl} \begin{array}{ c} \hline \cdot\cdot \\ \hline \end{array} \text{ или } \overset{\delta+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{Cl}}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & & \text{H} \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{N} : & + \text{H}^+ & \rightarrow \left[\text{H} : \text{N} \begin{array}{ c} \hline \cdot\cdot \\ \hline \end{array} \text{H} \right]^+ \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \text{Донор} & \text{Акцептор} & \text{Донорно-акцепторная связь} \end{array}$

Валентность и валентные возможности атомов.

Степень окисления

Валентность:

- валентность — мера способности атомов данного элемента соединяться с атомами других элементов;

- валентность химического элемента определяется числом ковалентных связей, которыми данный элемент связан с другими атомами;
- валентность химического элемента равна числу электронных орбиталей, которые атом данного элемента использует для образования ковалентных связей;
- максимальная валентность элементов одной и той же группы периодической системы не превышает порядковый номер группы;
- для элементов второго периода, таких как азот, кислород, фтор, максимальная валентность равна 4. Так, для азота высшая валентность равна четырем, для кислорода, как правило, двум (кроме CO и H_3O^+), для фтора — одному (существует молекулярное соединение фтора с бором, где фтор трехвалентен).

Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, исходя из предположения о полном смещении электронных

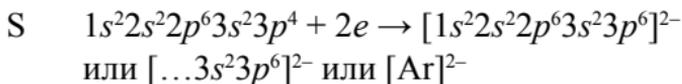
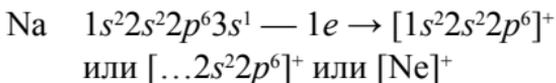
пар к тому или иному атому. Используется при описании окислительно-восстановительных процессов:

- степень окисления элемента в простом веществе всегда равна нулю;
- в соединениях фтор всегда проявляет степень окисления -1 ;
- степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 (кроме OF_2 , H_2O_2 , Na_2O_2 и т.п.);
- степень окисления водорода в соединениях практически со всеми неметаллами равна $+1$, а в соединениях с металлами -1 ;
- степень окисления металлов в соединениях всегда положительная;
- максимальная положительная степень окисления элемента обычно совпадает с номером его группы в периодической системе;
- максимальная отрицательная степень окисления элемента равна максимальной положительной степени окисления минус восемь.

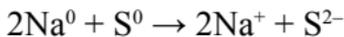
Ионная и металлическая связь

Ионная связь — это электростатическое притяжение между ионами, образованными путем практически полной передачи электронной пары одному из атомов:

- образуется, если разность электроотрицательностей атомов велика (больше 1,7 по шкале Полинга);
- большинство бинарных соединений, содержащих атомы металлов, являются ионными;
- к ионным соединениям относятся оксиды, нитриды, сульфиды, галогениды, основания, а также подавляющее большинство солей, включая соли аммония.



Суммарно:



Металлическая связь. При образовании металлических кристаллов в результате *металлической связи* атомы металлов отдают свои валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы:

- в кристалле металла появляются положительно заряженные ионы и свободные электроны;
- электроны свободно перемещаются по всему объему кристалла и становятся общими для всех атомов и ионов.

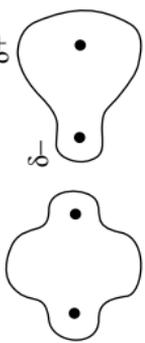
Межмолекулярное взаимодействие имеет чаще всего электростатическую природу и приводит к образованию различных кристаллических структур (см. табл. 5).

Водородная связь — диполь-дипольное взаимодействие между полярными молекулами:

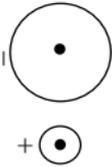
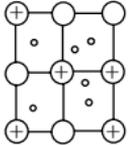
- молекулярные кристаллы образованы преимущественно за счет ван-дер-ваальсовых сил, которые обуславливают притяжение молекул друг к другу в жидком и твердом агрегатном состоянии;

Таблица 4

Химическая связь

<p>Ковалентная — связь, возникающая в результате образования общих электронных пар (обобщая электронная плотность в межъядерном пространстве — область перекрывания). Если связь образована одной общей парой, то такая связь считается одинарной; двумя — двойной; тремя — тройной</p> 	<p>Неполярная — область перекрывания располагается на одинаковом расстоянии от центров атомов:</p> $\text{H} \begin{array}{ c} \hline \square \\ \hline \end{array} \text{H} \text{ или } \text{H}-\text{H}$ <p>Полярная — общая электронная пара смещена к одному из атомов, что приводит к образованию частичного положительного (δ^-) и частичного отрицательного (δ^+) зарядов:</p> $\text{H} \begin{array}{ c} \hline \square \\ \hline \end{array} \ddot{\text{Cl}}: \quad \begin{array}{c} \delta^+ \\ \delta^- \end{array} \text{H} \rightarrow \text{Cl}$	<p>Образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например: H_2; N_2; P_4; O_3</p>
		<p>Образуется между атомами с различной электроотрицательностью. Например: HCl; NH_3; SO_2</p>

Продолжение табл. 4

<p>Ионная — связь между ионами за счет сил электростатического притяжения</p> 	<p> $\text{Na}_{(\text{атом})} \rightarrow \text{Na} - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^{+}_{(\text{ион})}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad 1s^2 2s^2 2p^6$ </p> <p> $\text{Cl}_{(\text{атом})} \rightarrow \text{Cl} + \bar{e} \rightarrow$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ </p> <p> $\rightarrow \text{Cl}^{-}_{(\text{ион})}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ </p> <p> $\text{Na} \cdot + \cdot \text{Cl} \cdot \rightarrow \text{Na}^{+} \left[\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \end{array} \right] \text{Cl}^{-}$ или $[\text{Na}^{+}][\text{Cl}^{-}]$ </p>	<p>Образуется между атомами со значительно отличающейся электроотрицательностью. Например между атомами металлов и неметаллов: NaCl; KF; BaO</p>
<p>Металлическая — связь между ионами и атомами металлов посредством свободных электронов</p> 	<p>В упрощенном виде можно считать, что в узлах кристаллической решетки находятся атомы и катионы металлов, непрерывно изменяющие свой заряд:</p> $\text{Me}^0 \xleftarrow{+n\bar{e}} \text{Me}^{n+}$	<p>Образуется между атомами металлов</p>

Окончание табл. 4

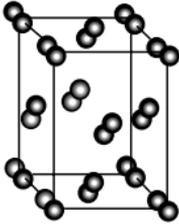
<p>Водородная связь — один из видов межмолекулярного взаимодействия</p>		<p>Образуется между атомом водорода в составе сильнополярной связи и сильно электроотрицательным атомом со свободной электронной парой (F, O, N) другой молекулы</p>
<p>Свободные электронные пары атомов кислорода</p> <p>«Пустые» орбитали атомов водорода</p>		

- может быть не только межмолекулярная, но и внутримолекулярная, которая возникает в молекулах органических веществ. Так, например, она возникает в молекулах белков.

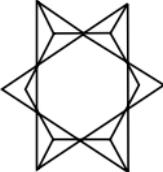
Межмолекулярное взаимодействие возникает между любыми молекулами, и полярными, и неполярными. Ван-дер-ваальсовы силы между неполярными молекулами — дисперсионные.

Таблица 5

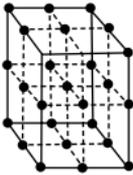
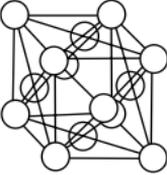
Кристаллическая решетка

Химическая связь	Кристаллическая решетка	Схема кристаллической решетки	Свойства и примеры
1	Атомная	3 Алмаз 	4 Твердые, нелетучие; высокие $T_{пл}$ и $T_{квп}$. Плохо растворимы. Хрупкие. Бор, углерод (алмаз, графит), кремний, фосфор красный и черный
Ковалентная неполярная	Молекулярная	Иод 	Твердые, жидкие, газобразные — летучие; низкие $T_{пл}$ и $T_{квп}$. Относительно хорошо растворимы в неполярных растворителях. Водород, кислород, озон, галогены (фтор, хлор, бром, иод), фосфор белый, сера моноклинная и ромбическая

Продолжение табл. 5

1	2	3	4
Ковалентная полярная	Атомная	Оксид кремния 	Твердые, нелетучие; высокие $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$. Плохо растворимы. Хрупкие. Оксид кремния (IV), кремниевая кислота
	Молекулярная	Вода 	Твердые, жидкие, газообразные; низкие $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$. Хорошо растворимы в полярных растворителях. Вода, уголекислый газ, серниевая кислота

Окончание табл. 5

1	2	3	4
Ионная	Ионная Na ⁺ Cl ⁻		Твердые, нелетучие; высокие $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$. Хорошо растворимы в полярных растворителях. Хрупкие. Соли, основания и другие соединения металлов
Металлическая	Металлическая	Медь 	Твердые (исключая ртуть); разнообразные $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$. Проводники тепла и электричества; ковкие, пластичные. Металлы и сплавы

Кристаллическая решетка — каркас из упорядоченных частиц вещества, находящегося в кристаллическом состоянии.

Тема 4. Химические реакции

Содержание темы

Типы химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Тепловой эффект химических реакций. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Катализ. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.

Понятия, определения

1. Сущность химических реакций состоит в превращении одних веществ в другие.
2. Процесс сообщения дополнительной энергии частицам для превращения их в активные, способные к началу реакции называется активацией, а полученная энергия — энергией активации. Энергия активации реакции ($E_{\text{акт.}}$) — это энергия, которую необходимо сообщить частицам, чтобы их столкновение привело к химической реакции.

Классификация химических реакций

Каждая химическая реакция имеет свои характеристики. Ее можно рассматривать, выделяя

отдельные признаки: изменение степени окисления, выделение или поглощение тепла, соотношение числа исходных веществ и продуктов реакции и другие.

Таблица 6

Классификационный признак	Определение типа химической реакции	Пример
1	2	3
По признаку соотношения числа исходных веществ и продуктов	<i>Реакции соединения</i> — это реакции, в результате которых из двух или нескольких исходных веществ образуется только один продукт реакции	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
	<i>Реакции разложения</i> — это реакции, в которых из одного сложного вещества образуется два и более новых веществ	$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$

Продолжение табл. 6

1	2	3
	<p><i>Реакции замещения</i> — это реакции между простыми и сложными веществами, в которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе</p>	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
	<p><i>Реакции обмена</i> — это реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества</p>	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{BaSO}_4$ $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
<p>По признаку изменения степени окисления атомов</p>	<p><i>Реакции, протекающие без изменения степени окисления</i></p>	$\overset{+2}{\text{Ca}} \overset{+4}{\text{C}} \overset{-2}{\text{O}_3} = \overset{+2}{\text{Ca}} \overset{-2}{\text{O}} + \overset{+4}{\text{C}} \overset{-2}{\text{O}_2}$
	<p><i>Реакции окислительно-восстановительные</i></p>	$12\text{HNO}_3 + 5\text{Mg} = 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

1	2	3
По признаку выделения или поглощения тепловой энергии (по тепловому эффекту)	<i>Экзотермические реакции</i> — это реакции, протекающие с выделением теплоты, или с положительным тепловым эффектом	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 =$ $= 2\text{HCl} + 184,6 \text{ кДж}$
	<i>Эндотермические реакции</i> — это реакции, протекающие с поглощением теплоты, т.е. с отрицательным тепловым эффектом	$\text{N}_2 + \text{O}_2 =$ $= 2\text{NO} - 180,8 \text{ кДж}$
<p><i>Тепловым эффектом</i> называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции. Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояний реагирующих веществ, но не зависит от промежуточных стадий процесса; обозначается буквой латинского алфавита <i>Q</i> и измеряется в кДж.</p>		
По признаку изменения направления протекания реакции	<i>Обратимые химические реакции</i> — это реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow$ $\leftrightarrow 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$

Продолжение табл. 6

1	2	3
	<p><i>Необратимые</i> — это реакции, протекающие до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции</p>	$2C_2H_6 + 5O_2 = 2CO_2 + 6H_2O + Q$
<p>По наличию фаз разделения в реакционной системе</p>	<p><i>Гомогенные (гомо</i> — одинаковый) — это реакции в реакционной системе, где вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (жидком или газообразном)</p>	$CH_{4(г)} + Cl_{2(г)} = CH_3Cl_{(г)} + HCl_{(г)}$
	<p><i>Гетерогенные (гетеро</i> — разный) — это реакции, в которых ее участники имеют различное агрегатное состояние или являются твердыми веществами</p>	$S_{(тв)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$ $Fe_{(тв)} + S_{(тв)} = FeS_{(тв)}$

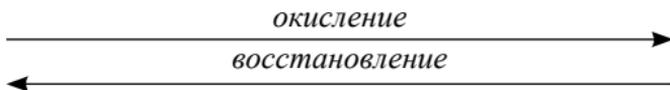
1	2	3
По признаку участия катализатора	<i>Каталитические</i> протекают только при участии катализатора	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons{\text{Fe}} 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$
	<i>Некаталитические</i> не требуют участия катализатора	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*.

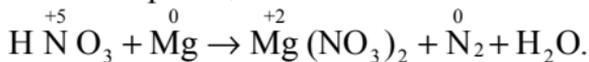
1. Процесс окисления сопровождается увеличением степени окисления атомов соответствующих элементов, а восстановления — наоборот, понижением степени окисления частиц, входящих в состав окислителя:

2. $-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8$

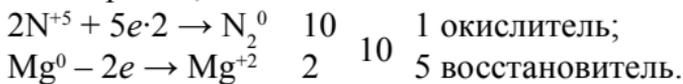


3. При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо соблюдать следующую последовательность:

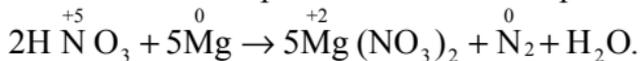
- записать схему химической реакции без коэффициентов;
- расставить степени окисления элементов, выделить элементы, изменяющие степень окисления в ходе реакции, определить окислитель и восстановитель;
- определить число отданных и принятых электронов, составить электронный баланс, т.е. уравнивать число отдаваемых и принимаемых электронов;
- подобрать коэффициенты для всех участников реакции:



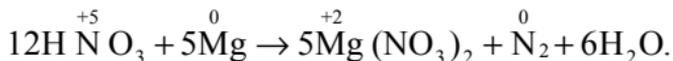
Определим число отданных и присоединенных электронов, окислитель и восстановитель:



Расставляем коэффициенты, уравнивающие процессы отдачи и присоединения электронов:



На связывание 5 моль атомов магния необходимо 10 моль нитрат-ионов, т.е. дополнительно 10 моль азотной кислоты, кроме тех 2 моль, которые пошли на окисление магния. Следовательно, в левой части уравнения возле формулы азотной кислоты коэффициент будет представлять сумму $2 + 10 = 12$.



Для проверки правильности подобранных коэффициентов подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой части.

Окислительно-восстановительные реакции классифицируются на внутримолекулярные, межмолекулярные, диспропорционирования, компрпорционирования.

Скорость химических реакций

1. Скорость химической реакции определяется химическим количеством вещества, прореагировавшего (или образовавшегося) в единицу времени в единице объема системы.

2. Скорость химических реакций типа $aA + B = cC$ определяется по формуле:

а) $v = -\Delta c(A)/\Delta t$ (моль/дм³·сек) — по изменению концентрации исходных веществ;

б) $v = +\Delta c(C)/\Delta t$ (моль/дм³·сек) — по изменению концентрации продуктов реакции.

3. По изменению концентрации одного вещества можно судить о соответствующих изменениях концентрации всех остальных, так как они связаны одним уравнением.

4. Факторы, влияющие на скорость реакции:

<i>Природа реагирующих веществ</i>	Каждая пара реагентов обладает своей особой способностью к химическому взаимодействию
<i>Концентрация реагирующих веществ</i>	<i>Закон действующих масс</i> Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, соответствующих коэффициентам перед их формулами. Для реакции $aA + B = bC$ $v = kc^a(A) \cdot c(B)$ (кинетическое уравнение)
<i>Температура</i>	При повышении температуры число активных молекул возрастает в геометрической прогрессии, т.к. нагревание сообщает частицам необходимую энергию активации, а следовательно, ускоряет химическую реакцию.

	<p><i>Правило Я. Вант-Гоффа:</i> С ростом температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза</p>
<i>Катализатор</i>	<p>Катализаторы — это вещества, которые, участвуя в реакции, изменяют скорость ее протекания, но сами не расходуются в ходе реакции и не входят в состав конечных продуктов.</p> $\begin{array}{r} A_2 + \text{Кат} = 2A \cdot \text{Кат} \\ 2A \cdot \text{Кат} + B_2 = 2AB + \text{Кат} \\ \hline A_2 + B_2 = 2AB \end{array}$ <p>Различают <i>гомогенные</i> и <i>гетерогенные</i> каталитические процессы</p>
<i>Давление (для газов)</i>	<p>При повышении давления (уменьшении объема) увеличивается концентрация газов, и скорость реакций, протекающих с уменьшением объема, возрастает</p>
<i>Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для твердых веществ)</i>	<p>Чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает химическая реакция</p>

*Обратимость химических реакций.
Химическое равновесие и условия
его смещения*

1. Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$.

2. Химическое равновесие — состояние, когда скорости прямого и обратного процессов уравниваются: $v_{1(\text{пр.})} = v_{2(\text{обр.})}$.

3. Для обратимой реакции $aA + bB \leftrightarrow cC$ в состоянии равновесия: $v_1 = k_1 c^a(A) \cdot c^b(B)$, а скорость обратной реакции равна: $v_2 = k_2 c^c(C)$, поскольку в состоянии равновесия $v_1 = v_2$, то тогда равны и правые части уравнений:

$$k_1 c^a(A) \cdot c^b(B) = k_2 c^c(C).$$

Отсюда:

$$k_1 / k_2 = c^c(C) / c^a(A) \cdot c^b(B).$$

4. Так как константы скоростей прямой и обратной реакций величины постоянные, то их отношение в состоянии равновесия также величина постоянная и называется *константой равновесия* (K_p).

$$K_p = c^c(C) / c^a(A) \cdot c^b(B).$$

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

1. Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то оно способствует протеканию той из двух реакций, которая ослабляет это воздействие.

2. Химическое равновесие в системе можно сместить воздействием следующих факторов: температуры, давления, концентрации.

3. Для смещения химического равновесия, например, в сторону выхода продуктов реакции:

$$v_{1(\text{пр.})} > v_{2(\text{обр.})}$$

4. Влияние изменения условий на смещение химического равновесия:

Условия реакции	Изменение условий	Влияние на сдвиг положения равновесия
1	2	3
Температура	Повышение	Увеличивает скорость эндотермической реакции
	Понижение	Увеличивает скорость экзотермической реакции
Давление	Повышение	Увеличивает скорость реакции, протекающей с уменьшением объема

1	2	3
	Понижение	Увеличивает скорость реакции, протекающей с увеличением объема
Концентрация	Повышение	Увеличивает скорость реакции, использующей вводимое вещество
	Понижение	Увеличивает скорость реакции, протекающей с образованием вещества, концентрация которого понижается

5. Катализаторы не влияют на смещение химического равновесия, так как они одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакцию.

Тема 5. Химия растворов

Содержание темы

Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от природы, температуры и давления. Способы выражения состава раствора: массовая доля, молярная концентрация растворенного вещества.

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена и условия их необратимости. Ионные уравнения реакций.

Оксиды. Классификация оксидов. Способы получения и свойства оксидов.

Основания. Щелочи и нерастворимые основания. Способы получения и химические свойства.

Кислоты. Классификация кислот. Способы получения и общие химические свойства кислот.

Соли. Состав солей и их названия. Химические свойства солей. Получение средних солей.

Взаимосвязь между отдельными классами неорганических соединений.

Понятия, определения

Растворы — однородные системы переменного состава. Любой раствор содержит не менее двух компонентов, один из которых растворитель, а другой — растворенное вещество.

Растворение и растворимость веществ

1. Растворение — физико-химический процесс, при котором кроме диффузии происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и растворителя.

2. *Тепловые явления при растворении.* Тепловой эффект растворения веществ является разницей между количеством теплоты, потраченной на разрыв химических связей между частицами растворяемого вещества (*эндотермический процесс*) и количеством выделившейся теплоты при взаимодействии частиц растворенного вещества и растворителя (*экзотермический процесс*).

3. Химическое взаимодействие растворенного вещества с растворителем (водой) приводит к образованию соединений, которые называются *гидратами*. В химических формулах гидратов формулу воды пишут через точку: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Обычно образовавшиеся гидраты непрочны и легко разрушаются.

4. Иногда гидратные соединения настолько устойчивы, что они выпадают из растворов в виде кристаллов.

Название кристаллогидрата	Химическая формула
Сода кристаллическая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Медный купорос	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

5. Растворимость веществ в воде (s):

- по растворимости все вещества в зависимости от своей природы делятся на *хорошо растворимые, малорастворимые, практически нерастворимые*;
- абсолютно нерастворимых веществ нет. К малорастворимым веществам относят, например, сульфат кальция, диэтиловый эфир, бензол, кислород;
- растворимость веществ зависит от *температуры*. Как правило, растворимость твердых веществ с увеличением температуры заметно возрастает;
- растворимость газов с повышением температуры уменьшается, так как при их растворении выделяется теплота;

- при повышении давления растворимость газов возрастает;
- способность веществ растворяться в воде при различных температурах количественно характеризуется с помощью величины коэффициента растворимости (s);
- *коэффициент растворимости (s)* — это масса вещества в граммах, которую можно максимально растворить при данной температуре в 100 г воды.

6. Способы выражения состава растворов:

- *массовая доля растворенного вещества*, равная отношению массы вещества к массе раствора:

$$\omega_{(\text{вещества})} = \frac{m_{(\text{вещества})} 40 \text{ г}}{m_{(\text{раствора})} 200 \text{ г}} = 0,20, \text{ или } 20\%.$$

- *молярная концентрация* — это величина, равная отношению химического количества растворенного вещества n (моль) к объему раствора V (дм³):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ра}}}.$$

Таблица 7

Изменение содержания вещества в растворе (изменение ω)

<p>1. Увеличение массовой доли вещества в растворе</p> <p>Пусть массовая доля вещества в исходном растворе</p> $\omega_1 = \frac{m_{1в-ва}}{m_{1р-ра}} \cdot 100\%$	
Растворение дополнительной порции вещества	$\omega_2 = \frac{m_{1в-ва} + m_{доб. в-ва}}{m_{1р-ра} + m_{доб. в-ва}} \cdot 100\%;$ $\omega_1 < \omega_2$
Упаривание раствора (удаление части растворителя)	$\omega_2 = \frac{m_{1в-ва}}{m_{1р-ра} - m_{р-ля}} \cdot 100\%;$ $\omega_1 < \omega_2$
Смешивание с раствором того же вещества с большей массовой долей	$\omega_2 = \frac{m_{2в-ва}}{m_{2р-ра}} \cdot 100\%;$ $\omega_3 = \frac{m_{1в-ва} + m_{2в-ва}}{m_{1р-ра} + m_{2р-ра}} \cdot 100\% =$ $= \frac{\omega_1 \cdot m_{1р-ра} + \omega_2 \cdot m_{2р-ра}}{m_{1р-ра} + m_{2р-ра}} \cdot 100\%;$ $\omega_1 < \omega_3 < \omega_2$

2. Уменьшение массовой доли

Пусть массовая доля вещества в исходном растворе

$$\omega_1 = \frac{m_{1в-ва}}{m_{1р-ра}} \cdot 100\%$$

Удаление порции вещества (осаждение или испарение)

$$\omega_2 = \frac{m_{1в-ва} - m_{удал.в-ва}}{m_{1р-ра} - m_{удал.в-ва}} \cdot 100\%;$$

$$\omega_1 > \omega_2$$

Добавление растворителя (разбавление)

$$\omega_2 = \frac{m_{1в-ва}}{m_{1р-ра} + m_{р-ля}} \cdot 100\%;$$

$$\omega_1 > \omega_2$$

Смешивание с раствором того же вещества с меньшей массовой долей

$$\begin{aligned} \omega_3 &= \frac{m_{1в-ва} + m_{2в-ва}}{m_{1р-ра} + m_{2р-ра}} \cdot 100\% = \\ &= \frac{\omega_1 m_{1р-ра} + \omega_2 m_{2р-ра}}{m_{1р-ра} + m_{2р-ра}} \cdot 100\%; \end{aligned}$$

$$\omega_2 < \omega_3 < \omega_1$$

m_1 — масса исходного раствора;

ω_1 — массовая доля вещества в исходном растворе;

m_2 — масса раствора, который приливают;

ω_2 — массовая доля вещества в приливаемом растворе;

ω_3 — массовая доля вещества в конечном растворе

Электролитическая диссоциация веществ в растворах

Электролитическая диссоциация — распад электролитов в растворах и расплавах на ионы.

1. Ионы в растворах обуславливают их свойства: кислот — ионы водорода, щелочей — гидроксид-ионы, солей — катионы металлов и анионы кислотных остатков. рН (водородный показатель) численно равен десятичному логарифму молярной концентрации иона водорода, взятого с противоположным знаком ($\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$).

2. Соотношение между массой и объемом раствора выражается: $m = \rho \cdot V$.

Диссоциация соединений с ионным типом связи

1. В основе строения ионных соединений находится ионная кристаллическая решетка. Разрушение кристаллов происходит под воздействием полярных молекул воды.

2. Особенностью диссоциации ионных соединений является то, что в этих веществах имеются уже готовые ионы, и диполям воды остается только разрушить ионный кристалл.

Диссоциация соединений с ковалентным полярным типом связи

1. Кислоты относятся к веществам, в молекулах которых атомы связаны ковалентными полярными связями. Говоря об электролитах с таким типом связи, мы будем иметь в виду только растворимые органические и неорганические кислоты.

2. Кислоты имеют молекулярное строение, и готовых ионов в них нет, но, как правило, все молекулы кислот полярные.

Степень диссоциации — это величина, равная отношению числа распавшихся на ионы молекул (или формульных единиц (ФЕ)) к общему числу растворенных молекул (или ФЕ). Степень диссоциации $\alpha = n$ (диссоциированных частиц: молекул, ФЕ) / n (общее число частиц: молекул, ФЕ).

К **сильным** электролитам относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи. Ионные соединения диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков (соли) или гидроксид-ионы (щелочи). Сильными электролитами с ковалентным типом связи явля-

ются кислоты: серная, соляная, азотная, которые поэтому так и называют — *сильные кислоты*.

К слабым электролитам относятся соединения с ковалентной малополярной связью. При растворении в воде они лишь частично диссоциируют на ионы. Степень диссоциации слабых электролитов очень мала ($\alpha < 1$).

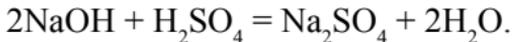
Реакции в растворах электролитов протекают между ионами. Такие реакции относятся к обменному типу, поэтому их часто еще называют реакциями ионного обмена.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если образуются труднорастворимые вещества (осадки), газообразные или малодиссоциированные вещества.

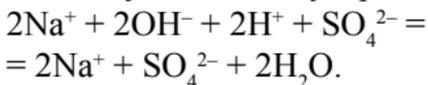
Составление уравнений ионных реакций

Составление уравнений в ионном виде требует соблюдения определенного порядка действий. Для этого:

1. Составляем уравнение реакций в молекулярном виде, расставляем коэффициенты:



2. Переписываем это уравнение в ионном виде, изображая сильные электролиты в виде ионов, а малодиссоциированное полученное вещество — воду — в молекулярном:



3. Исключаем из обеих частей уравнения не участвующие в реакции ионы и записываем сокращенное ионное уравнение, которое и отображает сущность химической реакции:



4. Сущность данной реакции заключается в связывании катионов водорода гидроксид-ионами, приводящем к образованию малодиссоциированного вещества воды.

Если в результате реакции получается осадок, обозначаем это стрелкой, направленной вниз (\downarrow). Если газ — стрелка направлена вверх (\uparrow).

Классы неорганических соединений

Оксиды

Оксиды — сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых кислород.

Таблица 8

Химические свойства и получение оксидов

Классификация оксидов	Солеобразующие			Несолеобразующие
	Кислотные	Основные		
1	2	3	4	
Примеры	$\text{CO}_2, \text{P}_2\text{O}_5, \text{SO}_3$	$\text{Na}_2\text{O}, \text{CaO}, \text{FeO}$		CO, NO
Химические свойства	<p>1. Взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:</p> $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<p>1. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:</p> $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Оксиды наиболее активных металлов (Na, K, Ca, Ba и др.) взаимодействуют с водой, образуя соответствующие растворимые <i>основания</i> — <i>щелочи</i>:</p> $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$	<p>1. Не реагируют с кислотами и щелочами</p>	

Окончание табл. 8

1	2	3	4
Получение оксидов	<p>2. Взаимодействуют с водой (кроме SiO_2), образуя соответствующие кислоты:</p> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ <p>Оксиды получили название <i>кислотные</i>, так как им соответствуют <i>кислоты</i>.</p>	<p>3. Оксиды большинства остальных металлов с водой не реагируют. Им также соответствуют <i>основания</i> (нерастворимые):</p> $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ <p>Большинству оксидов металлов соответствуют <i>основания</i>, поэтому их называют <i>основными</i></p>	
	<p>Кислотные и основные оксиды взаимодействуют между собой с образованием солей: $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$</p>		
	<p>1. Взаимодействие с кислородом простых веществ:</p> $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow$ <p>2. Взаимодействие с кислородом сложных веществ:</p> $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>3. Разложение некоторых сложных веществ:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$		

Название оксида образуется из слова «**оксид**» и названия второго элемента: оксид кальция — CaO , оксид железа (III) — Fe_2O_3 . Цифра в скобках означает валентность этого элемента, если она переменная.

По составу и свойствам различают оксиды основные и кислотные, которые имеют общее название — **солеобразующие оксиды**.

Отличие в химических свойствах этих оксидов проявляется в их отношении к кислотам и щелочам.

Некоторые оксиды (N_2O , NO , CO) не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами. Их называют **несолеобразующими оксидами**.

Сведения об оксидах представлены в таблице 8.

Кислоты

Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Таблица 9

Классификация и примеры	Кислородсодержащие H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4	Бескислородные HCl , H_2S , HF
Химические свойства	<p>1. Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$</p> <p>2. Взаимодействие с основными оксидами: $2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$</p> <p>3. Взаимодействие с основаниями, как с растворимыми (щелочами), так и нерастворимыми: $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 \downarrow + 2H_2O$, $2HCl + Fe(OH)_2 = FeCl_2 + 2H_2O$ Такие реакции носят название реакции <i>нейтрализации</i>.</p> <p>4. Взаимодействие с солями: $H_2SO_4 + CaCl_2 = CaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $2HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + H_2CO_3$ $H_2O \rightleftharpoons CO_2 \uparrow$ Реакции с солями возможны только в тех случаях, когда образуются нерастворимые соли или летучие кислоты</p>	
Получение кислот	<p>1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой: $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$</p> <p>2. Вытеснение одних кислот другими из солей: $Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3$</p> <p>3. Взаимодействие водорода с неметаллами (S, F_2, Cl_2, Br_2, I_2): $H_2 + Cl_2 = 2HCl \uparrow$ В результате образуются газообразные вещества, растворы которых в воде являются кислотами</p>	

Обнаружить ионы водорода в растворе кислоты можно при помощи индикаторов. Лакмус в растворах кислот меняет фиолетовый цвет на красный, метилоранж — на малиновый.

Таблица 10

**Химические свойства кислот
как электролитов**

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металлы	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} =$ $= \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 =$ $= \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
Основные оксиды	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} =$ $= \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} =$ $= \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Щелочи	$\text{HCl} + \text{KOH} =$ $= \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимые основания	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 =$ $= \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 =$ $= \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соли	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} =$ $= \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены катионами водорода H^+ .

Основания

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и одной или нескольких гидроксогрупп (ОН). *Основания* — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуется только гидроксид-ион.

Таблица 11

Химические свойства и получение оснований

Классификация оснований	Растворимые в воде (щелочи)	Нерастворимые в воде
1	2	3
Примеры	KOH, NaOH, Ca(OH) ₂	Fe(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Cu(OH) ₂
	1. Общим химическим свойством всех оснований является <i>взаимодействие с кислотами</i> (реакция нейтрализации): $\text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2. Для большинства оснований (кроме NaOH и KOH) при нагревании свойственны <i>реакции разложения</i> : $2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ 3. Взаимодействие с <i>кислотными оксидами</i> с образованием соли и воды: $2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	

Окончание табл. 11

1	2	3
	4. Взаимодействие с растворами солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$. Протекание подобных реакций возможно, только если будет образовываться <i>нерастворимое</i> соединение	
Получение	1. Взаимодействие основных оксидов с водой: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ 2. Взаимодействие активных металлов с водой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	1. Взаимодействие щелочей с растворимыми солями металлов: $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$.

Основания, растворимые в воде, как известно, называют *щелочами*. При электролитической диссоциации они образуют отрицательно заряженные гидроксид-ионы OH^- .

Присутствие щелочей в растворах обнаруживается при помощи индикаторов. Фенолфталеин в растворах щелочей дает малиновый цвет, лакмус — синий, метилоранж — желтый.

Таблица 12

**Химические свойства щелочей
как электролитов**

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Кислотный оксид	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$	$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2$
Кислота	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

Свойства щелочей с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены гидроксид-ионами OH^- .

Амфотерные оксиды и гидроксиды

Амфотерные оксиды	$\text{ZnO}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3$	Реагируют как с кислотами, так и со щелочами
Амфотерные гидроксиды	$\text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{OH})_3$	

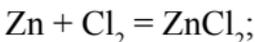
Соли

Соли — сложные вещества, в состав формульных единиц которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

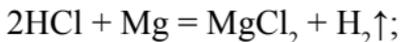
Соли — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Название соли состоит из названия кислотного остатка и названия атома металла в родительном падеже: KCl — хлорид калия, Na_2CO_3 — карбонат натрия, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III). Классификация и свойства солей приведены в таблице 13.

Получение солей возможно из простых веществ металлов и неметаллов, основных и кислотных оксидов, кислот, оснований, других солей:

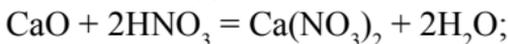
а) металлов с неметаллами:



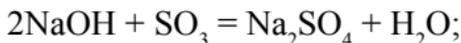
б) металлов с кислотами:



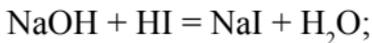
в) основных оксидов с кислотами:



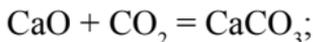
г) кислотных оксидов со щелочами:



д) кислот с основаниями:



е) кислотных оксидов с основными оксидами:



ж) солей с солями:

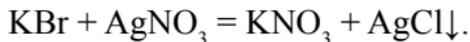


Таблица 13

Классификация	Растворимые	Малорастворимые и нерастворимые
Примеры	KNO ₃ , NaCl, CuSO ₄	CaSO ₄ , PbCl ₂ AgCl, CaCO ₃ , CaSiO ₃
Химические свойства	<p>1. Взаимодействие с металлами: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ Такие реакции возможны, если металл более активен, чем металл, входящий в состав соли.</p> <p>2. Взаимодействие со щелочами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}.$</p> <p>3. Взаимодействие солей с другими растворимыми солями: $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}.$ Условием протекания таких реакций является образование <i>осадка</i>.</p> <p>4. Взаимодействие с кислотами: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{O} \quad \text{CO}_2 \uparrow$ Условием протекания таких реакций является образование <i>осадка, летучего газообразного вещества либо воды</i>.</p> <p>5. Термическое разложение солей. Некоторые соли при нагревании разлагаются на основной и кислотный оксиды или другие вещества: $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$</p>	

Свойства солей обусловлены способностью катионов металлов и анионов кислотных остатков связываться с ионами, противоположными по заряду, с образованием осадков, т.е. нерастворимых солей и оснований или более слабых кислот, которые могут разлагаться (например угольная кислота) или выделяться в виде газа (например, сероводород). Это реакции растворимых солей между собой, с щелочами, с кислотами и металлами, более активными, чем металлы, образующие соль.

Таблица 14

Химические свойства солей как электролитов

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металл	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 = \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$
Кислота	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 =$ $= 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ =$ $= \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
Щелочь	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$

Гидролиз солей

Гидролиз соли — это обменное взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

Соли сильного основания и сильной кислоты (NaCl и др.)	Гидролизу не подвергаются	$\text{pH} \approx 7$
Соли сильного основания и слабой кислоты	Подвергаются гидролизу по аниону	<p>1. $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ (первая ступень)</p> <p>2. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$</p> <p>$\text{pH} > 7$</p>
Соли слабого основания и сильной кислоты	Подвергаются гидролизу по катиону	<p>1. $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$, $\text{AlCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$</p> <p>2. $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$</p> <p>$\text{pH} < 7$</p>
Соли слабого основания и слабой кислоты	Гидролизу подвергаются и катионы, и анионы (соли разрушаются водой)	<p>1. $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$. $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HOH} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.</p> <p>2. $\text{Ag}^+ + \text{HOH} = \text{AgOH} + \text{H}^+$; $\text{F}^- + \text{HOH} = \text{HF} + \text{OH}^-$. $2\text{AgF} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{HF}\uparrow$</p> <p>$\text{pH} \approx 7$</p>

Тема 6. Неметаллы

Понятия, определения, формулы

1. К неметаллам относятся водород и элементы IIIA–VIIA групп, расположенные в правой верхней части периодической системы химических элементов.

2. У атомов неметаллов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) содержится от 4 до 8 электронов (за исключением водорода, бора и гелия).

3. Атомы неметаллов в соединениях с водородом и металлами проявляют отрицательные степени окисления от 1 до 4 (кроме SiH_4), с кислородом — положительные (кроме OF_2 , O_2F_2).

4. Некоторые элементы — неметаллы образуют несколько аллотропных модификаций (C — алмаз, графит, карбин, фуллерен; O — озон, кислород; P — фосфор белый, красный, черный и т.д.); простые вещества — неметаллы существуют в твердом, жидком и газообразном состояниях.

5. В химических реакциях с простыми веществами неметаллы выступают как окислители (по отношению к металлам, водороду и другим менее электроотрицательным неметаллам) и как восстановители (по отношению к более электроотрицательным неметаллам); в реакциях со сложными веществами также проявляют двойственные свойства.

6. Водородные соединения неметаллов проявляют основной (NH_3 , PH_3), амфотерный (H_2O) и кислотный (HCl , H_2S) характер.

7. Оксиды неметаллов: несолеобразующие (NO , CO , N_2O); кислотные (Cl_2O_7 , Cl_2O_5 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , CO_2 , SiO_2), которым соответствуют кислоты (HClO_4 , HClO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3).

8. За счет ионов водорода кислоты взаимодействуют с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями, образованными более слабыми кислотами. Особыми окислительными свойствами обладают концентрированная серная кислота (за счет S^{+6}) и азотная кислота (за счет N^{+5}).

9. Двух- и трехосновные кислоты неметаллов могут образовывать средние (K_2SO_4 , Na_3PO_4) и кислые ($KHSO_4$, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4) соли.

10. Неметаллы и их соединения играют огромную роль в природе, технике, промышленности, сельском хозяйстве, повседневной жизни людей.

Водород

Химический элемент	Электронная конфигурация водорода $1s^1$. В природе водород представлен тремя изотопами: протий, дейтерий, тритий (H, D, T), с массовыми числами соответственно 1, 2, 3.
Простое вещество	<p><i>Физические свойства:</i> имеет молекулярное строение H_2, газ, без цвета и запаха, в 14,5 раза легче воздуха</p> <p><i>Химические свойства:</i></p> <p>1. В реакциях с простыми веществами водород может выступать как восстановитель с образованием летучих соединений неметаллов: $H_2 + S \leftrightarrow H_2S$, $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ $H_2 + Cl_2 = 2HCl$</p> <p>2. С металлами проявляет окислительные свойства, образуя твердые соединения с ионной связью — гидриды: $H_2 + 2Na = 2NaN$, $Ca + H_2 = CaH_2$</p>

	<p>3. Со сложными веществами для водорода характерны восстановительные свойства:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O},$ $\text{WO}_3 + 3\text{H}_2 = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O},$ $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH},$ $\text{CH}_3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Кислородные соединения	<p>Вода: H_2O Пероксид водорода: H_2O_2</p>
Получение	<p>1. В лаборатории действием кислот на металлы. $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$</p> <p>2. В промышленности: – конверсией метана с водяным паром $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2,$ – разложением метана $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2,$ – электролизом воды и растворов щелочей $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$</p>
Применение	<p>В промышленности водород используется как восстановитель некоторых металлов, для получения соляной кислоты и др. В перспективе водород рассматривается как ценнейшее экологически чистое топливо для автомобилей</p>
Нахождение в природе	<p>В свободном виде в атмосфере не встречается. Содержится в основном в составе воды и органических веществ</p>

Элементы VII A группы

Галогены

Химические элементы	<p>К галогенам относятся элементы VIIA группы периодической системы элементов: фтор, хлор, бром, иод, астат. На внешнем энергетическом уровне атомы галогенов имеют по 7 электронов, чем и объясняется сходство их свойств.</p> <p>F — $1s^2 2s^2 2p^5$ Cl — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Br — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ I — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$</p> <p>Радиус атомов галогенов увеличивается с возрастанием зарядов ядер атомов, а следовательно, неметаллические свойства в группе возрастают снизу вверх</p>
Простые вещества	<p><i>Физические свойства.</i></p> <p>Фтор (F₂) — ядовитый, трудно сжижающийся газ светло-желтого цвета.</p> <p>Хлор (Cl₂) — желто-зеленый удушливый газ с резким запахом. Легко сжижается при температуре -34 °С. Тяжелее воздуха в 2,5 раза. Растворяется в воде с образованием хлорной воды.</p> <p>Бром (Br₂) — тяжелая красно-бурая жидкость. При температуре +58 °С кипит, бурно испаряясь. Пары брома ядовиты</p>

	<p>Иод (I_2) — твердое кристаллическое вещество черно-фиолетового цвета. Хорошо растворяется в спирте и практически не растворяется в воде. При нагревании образует фиолетовые пары.</p> <p>С увеличением относительной молекулярной массы повышаются температуры кипения простых веществ</p>
	<p><i>Химические свойства на примере хлора.</i></p> <p><i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Хлор взаимодействует с металлами: Na, Ca, Mg, Al, Fe и практически со всеми остальными. В этих реакциях хлор проявляет себя как окислитель, восстанавливается до Cl^{-1} и образует соли — хлориды.</p> $2Na + Cl_2 = 2NaCl;$ $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3 \text{ (в присутствии влаги).}$ <p>2. Взаимодействует с неметаллами:</p> $H_2 + Cl_2 = 2HCl;$ $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5 \text{ (или } PCl_3).$ <p>3. С кислородом хлор не взаимодействует. Кислородные соединения хлора образуются косвенным путем.</p> <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>4. Хлор взаимодействует с водой</p> $H_2O + Cl_2 \leftrightarrow HClO + HCl.$ <p>(хлорная вода)</p>

	<p>При освещении HClO легко распадается с образованием атомарного кислорода. Хлорная вода обладает сильным окислительным действием.</p> <p>5. Хлор вступает в реакцию:</p> <ul style="list-style-type: none"> – со щелочами, нагретыми до $100\text{ }^\circ\text{C}$: $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; – реагирует с холодной щелочью: $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$. <p>6. Более активные галогены вытесняют из растворов солей менее активные ($\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$): $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$</p>
Водородные соединения	<p>1. Молекула хлороводорода HCl образована при помощи ковалентной полярной связи, степень окисления хлора -1.</p> <p>2. HCl — бесцветный газ с резким запахом, удушливый. Прекрасно растворим в воде: в 1 объеме воды растворяется 500 объемов хлороводорода.</p> <p>3. Раствор хлороводорода в воде — соляная (хлороводородная) кислота.</p> <p><i>Химические свойства.</i></p> <p>1. Соляная кислота — сильный электролит $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.</p> <p>2. Изменяет окраску индикаторов: лакмус — красный, метилоранж — малиновый, универсальный индикатор — красный</p>

	<p>3. Взаимодействует:</p> <p>а) с металлами: $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$;</p> <p>б) с основными оксидами: $MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$;</p> <p>в) с основаниями (реакция нейтрализации): $KOH + HCl = KCl + H_2O$;</p> <p>г) с солями, образованными более слабыми кислотами: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$.</p> <p>4. Качественная реакция на хлорид-ион: $HCl + AgNO_3 = AgCl + HNO_3$; $CaCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl + Ca(NO_3)_2$; $Cl^- + Ag^+ = AgCl \downarrow$ (белый осадок); $AgBr$ (желтый), AgI (темно-желтый).</p> <p>5. Получение:</p> <p>а) в лаборатории: $NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$;</p> <p>б) в промышленности: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.</p> <p>Соляная кислота применяется для получения ее солей, травления металлов, в медицине. Хлориды: $NaCl$ — поваренная соль, сырье для получения хлора, натрий гидроксида, KCl — удобрение, $BaCl_2$ — яд, инсектицид, $AlCl_3$ — катализатор при органических синтезах, $AgCl$ — применяют в фотографии</p>
Кислородные соединения	<p><i>Фтор</i> образует с кислородом соединения, в которых кислород имеет положительную степень окисления: $O^{+2}F_2$, O_2F_2</p>

	<p><i>Хлор</i> в кислородных соединениях проявляет степени окисления +1, +3, +5, +7.</p> <p>Сила и устойчивость кислот возрастает в ряду:</p> $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4,$ <p>а окислительные свойства, наоборот, возрастают от HClO_4 до HClO</p>
Получение	<p>1. В лаборатории:</p> $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Промышленное получение хлора производится в результате электролиза раствора или расплава натрий хлорида:</p> $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
Применение	<p>Фтор применяют как окислитель ракетных топлив, для получения фторорганических соединений.</p> <p>Хлор применяется для отбеливания тканей и бумаги, обеззараживания питьевой воды, получения соляной кислоты, растворителей, хлорной извести.</p> <p>Главными потребителями брома и иода являются фармацевтическая и химическая промышленности, а также производство светочувствительных фотоматериалов</p>

В природе	<p>CaF₂ — плавленый шпат, флюорит; Na₃AlF₆ — криолит; Ca₃F(PO₄)₃ — фторапатит; NaCl — каменная соль, галит; KCl — сильвин; NaCl·KCl — сильвинит; KCl·MgCl₂·H₂O — карналлит. В морской воде, в виде бромидов (NaBr, KBr, MgBr₂)</p>
-----------	--

Элементы VIA группы

Химические элементы	<p>Элементы VIA группы периодической системы химических элементов, на внешнем энергетическом уровне атомы имеют по 6 электронов, чем и объясняется сходство их химических свойств.</p> <p>O — $1s^2 2s^2 2p^4$ S — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Se — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ Te — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$</p> <p>Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов ядер атомов, следовательно, убывает электроотрицательность элементов и неметаллические свойства простых веществ.</p> <p>Степень окисления –2 атомы элементов проявляют в соединениях с металлами и водородом — воде, сероводороде: H₂O, H₂S, H₂Se</p>
---------------------	---

	<p>Атомы элементов VI А группы могут проявлять положительные степени окисления: +2, +4, +6, кислород +1, +2.</p> <p>Ковалентной неполярной связью связаны атомы элементов в молекулы: O₂, O₃, S₈.</p> <p>В пероксидах кислород имеет степень окисления –1. С фтором кислород проявляет степени окисления +2 (OF₂) или +1 (O₂F₂)</p>
<p>Простые вещества. Кислород. Озон</p>	<p><i>Физические свойства.</i> Кислород — газ, без цвета и запаха. В воздухе содержится 21% кислорода по объему. Кислород в природе существует в виде двух аллотропных модификаций: кислорода и озона</p> <hr/> <p><i>Химические свойства.</i></p> <p>1. В большинстве химических реакций кислород является окислителем. Продуктом окисления простых и сложных веществ могут быть основные, кислотные, несолеобразующие оксиды, пероксиды, простые вещества — неметаллы.</p> <p>2. Взаимодействует с простыми веществами:</p> $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$

	<p>3. С хлором прямое взаимодействие кислорода невозможно.</p> <p>4. Взаимодействует со сложными веществами:</p> $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{водн.})} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Получение	<p>1. В лаборатории:</p> <ul style="list-style-type: none"> – разложением сложных веществ KMnO_4, KClO_3, HgO, KNO_3, H_2O_2; – при разложении воды электрическим током. <p>2. В промышленности:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ректификацией воздуха
Применение	<p>Кислород необходим в промышленности и для жизни, т.к. участвует в процессах окисления, горения, дыхания.</p> <p>Озон используется для озонирования воздуха и питьевой воды; для обезвреживания промышленных сточных вод; как дезинфицирующее средство в медицине; как окислитель ракетного топлива; в качестве отбеливающего средства</p>
В природе	<p>Кислород является самым распространенным элементом на Земле. В виде простого вещества (примерно 21% по объему) составная часть атмосферы. Кислород входит в состав воды, многочисленных минералов и руд, многих органических соединений</p>

Сера

Простое вещества	<p><i>Физические свойства.</i> При обычных условиях сера — хрупкое кристаллическое вещество желтого цвета. В воде не растворяется. Существует в виде нескольких аллотропных модификаций: пластическая и кристаллическая (моноклинная и ромбическая). В кристаллах и в неводных растворах сера чаще всего состоит из циклических молекул с одинаковой формулой S_8</p>
	<p><i>Химические свойства.</i></p> <p><i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Взаимодействует с металлами: Na, Ca, Mg, Al, Fe и др. Сера проявляет себя как окислитель, восстанавливаясь до S^{-2} и образует соли — сульфиды.</p> $2Na + S = Na_2S$ $Ca + S = CaS$ <p>2. Взаимодействует с неметаллами:</p> $H_2 + S = H_2S$ $S + 2Cl_2 = SCl_4$ <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>1. Взаимодействует со щелочами при нагревании:</p> $6KOH + 3S = 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$ <p>2. С концентрированной серной кислотой:</p> $S + 2H_2SO_4 = 3SO_2 + 2H_2O$

<p>Водородные соединения</p>	<p>H_2S — бесцветный газ с запахом тухлых яиц, удушливый.</p> <p>1. Горит на воздухе:</p> $2 \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} + 3 \overset{0}{\text{O}_2} = 2 \overset{+4}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_2} + 2 \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Плохо растворим в воде с образованием слабой сероводородной кислоты. <i>Раствор сероводорода</i> в воде — сероводородная кислота.</p> <p>1) Сероводородная кислота — слабый электролит, диссоциирует преимущественно по первой ступени: $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$</p> <p>2. Сероводородная кислота окисляется на воздухе:</p> $2 \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = 2 \overset{0}{\text{S}} + 2 \overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$ <p>Сероводород и сульфиды — хорошие восстановители.</p> <p>3. Взаимодействует с основаниями с образованием кислых и средних сульфидов: $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} = \text{KHS} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>4. При пропускании через растворы солей тяжелых металлов образовавшиеся сульфиды выпадают в осадок: $\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}^{2+} = \text{CuS} \downarrow + 2\text{H}^+$</p> <p>5. Качественная реакция на сульфид-ион: $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbS} \downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}^{2+} = 2\text{H}^+ + \text{PbS} \downarrow$ (черный осадок)</p>
------------------------------	--

<p>Кислородные соединения</p>	<p><i>Оксид серы (IV) (SO₂)</i> иначе называют сернистым газом или сернистым ангидридом.</p> <p>1. С водой вступает в обратимую реакцию с получением сернистой кислоты, которая существует только в водных растворах: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$</p> <p>2. Сернистая кислота образует два ряда солей:</p> <p>– сульфиты: $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3$</p> <p>– гидросульфиты: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_3$</p> <p>3. Сернистая кислота и ее соли-восстановители: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}^-$</p> <p>4. Сернистый газ в присутствии катализатора окисляется в серный ангидрид: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xleftarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$</p> <p>Он энергично взаимодействует с водой, образуя серную кислоту: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$</p> <p><i>Разбавленная серная кислота.</i> Диссоциирует как сильный электролит: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$</p> <p>1. Изменяет окраску индикаторов.</p> <p>2. Действует на металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$</p> <p>3. При нагревании взаимодействует с основными оксидами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>
-------------------------------	--

	<p>4. Вступает в реакцию нейтрализации с основаниями с образованием кислых и средних солей:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>5. Взаимодействует с солями более слабых кислот:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ <p>6. Качественная реакция на сульфат-ион:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow (\text{белый})$ <p><i>Соли серной кислоты.</i> Сульфаты и гидросульфаты взаимопревращаемы:</p> $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$ $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p><i>Концентрированная серная кислота.</i> Концентрированная серная кислота растворяет до 70% оксида серы (VI) с образованием <i>олеума</i>.</p> <p>1. Обугливает органические вещества, отнимая у них воду: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12\text{C} + 11\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. Окисляет неметаллы:</p> $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>3. Взаимодействует с металлами с образованием соли, воды и восстановленной формы серы:</p> $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{Na} = 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>4. При комнатной температуре пассивирует такие металлы, как железо, алюминий, хром, свинец, образуя на поверхности металла оксидные пленки, нерастворимые без нагревания в кислоте</p>
--	--

Получение	Серной кислоты: $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ (олеум)
Применение	Серу используют для производства серной кислоты, изготовления спичек, бенгальских огней, для борьбы с вредителями сельского хозяйства и для лечения некоторых болезней, производства резины, красителей и взрывчатых веществ. Серная кислота используется для производства удобрений, полимеров, лекарственных, взрывчатых веществ, моющих средств и др.
В природе	Сера встречается как в самородном виде, так и в виде сульфидов железа, меди и др.

Элементы VA группы

Химические элементы	Элементы VA группы периодической системы элементов: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут; на внешнем энергетическом уровне атомы имеют по пять электронов, чем и объясняется сходство их химических свойств. $\text{N} — 1s^2 2s^2 2p^3$ $\text{P} — 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ $\text{As} — 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ $\text{Sb} — 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
---------------------	--

	<p>Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов их атомных ядер. У атомов элементов три неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне. Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов их атомных ядер.</p> <p>Степень окисления -3 атомы азота проявляют в соединениях с металлами ($Mg_3^{+2}N_2^{-3}$) и водородом — аммиаке, образованном при помощи ковалентной полярной связи: (NH_3).</p> <p>Атомы элемента азота могут проявлять и положительные степени окисления: $+1$, $+2$, $+3$, $+4$, $+5$.</p> <p>Ковалентной неполярной связью связаны атомы элементов VA группы в молекулы: N_2, P_4</p>
<p>Простые вещества. Азот</p>	<p><i>Физические свойства.</i> Азот — газ, без цвета и запаха. В воздухе содержится 78% азота по объема</p> <hr/> <p><i>Химические свойства азота.</i> <i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Взаимодействует с активными металлами: Na, Ca, Mg. Азот проявляет себя как окислитель, восстанавливаясь до N^{-3}, образует соединения — нитриды: $3Ca + N_2 = Ca_3N_2$.</p> <p>2. Реагирует с неметаллами: $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$; $N_2 + O_2 = 2NO - Q$.</p> <p>3. Азот практически не вступает в реакции со сложными веществами</p>

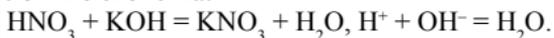
<p>Водородные соединения</p>	<p><i>Физические свойства аммиака</i> — бесцветный газ с резким запахом, легче воздуха, хорошо растворим в воде.</p> <p><i>Химические свойства.</i></p> <p>Растворение в воде протекает с образованием аммоний гидроксида: $\text{NH}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$.</p> <p>1. Взаимодействует с кислотами с образованием солей аммония: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$; $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$; $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.</p> <p>2. Аммиак и соли аммония — хорошие восстановители:</p> <p>а) горение (некаталитическое восстановление) аммиака: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.</p> <p>б) каталитическое окисление аммиака: $2\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$.</p> <p>3. Качественная реакция на ион аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH}$; $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>
<p>Кислородные соединения</p>	<p><i>Химические свойства азотной кислоты.</i></p> <p>1. На свету разлагается на оксид азота (IV), кислород и воду: $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$</p>

Разбавленная азотная кислота.

1. Диссоциирует азотная кислота как сильный электролит:

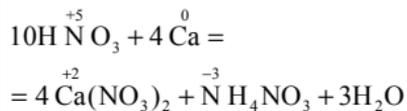


2. Азотная кислота взаимодействует с основными оксидами, основаниями (реакция нейтрализации), солями, образованными более слабыми кислотами, т.е. проявляет общекислотные свойства:

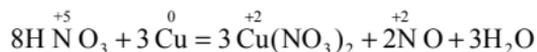


3. Азотная кислота обладает ярко выраженной окислительной способностью: действует на неметаллы и металлы. В реакциях металлов с азотной кислотой образуются *соль (нитрат металла), вода и восстановленная форма азота*. Образование продуктов восстановления азота зависит от концентрации кислоты и силы восстановителя:

– при взаимодействии с активными металлами азот из азотной кислоты восстанавливается до соединения азота -3 :



– малоактивные (тяжелые) металлы восстанавливают азот из азотной кислоты до соединения азота $+2$:

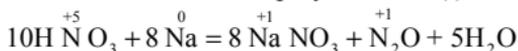


Концентрированная азотная кислота.

1. При взаимодействии с неметаллами азот из азотной кислоты восстанавливается до соединения азота +2:



2. При взаимодействии азотной кислоты с активными металлами образуется азот (I) оксид:



3. В реакции с тяжелыми металлами образуется азот (IV) оксид:

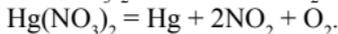
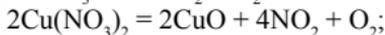
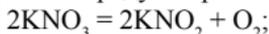


Азотная концентрированная кислота не действует на золото, платину. При нормальных условиях некоторые металлы (железо, алюминий, хром) пассивируются, т.е. покрываются оксидной пленкой, которая разрушается кислотой при нагревании.

Практически все нитраты разлагаются при нагревании. Например, нитрат аммония:



Продукты разложения нитратов металлов зависят от положения металла в электрохимическом ряду напряжений металлов:



Получение	<p>Для промышленных целей азот получают ректификацией воздуха.</p> <p>1. В лаборатории получение аммиака: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.</p> <p>2. В промышленности синтез аммиака: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3 + Q$.</p> <p>3. В лаборатории азотную кислоту получают действием на кристаллические нитраты натрия или калия концентрированной серной кислотой: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3\uparrow + \text{NaHSO}_4$.</p> <p>4. В промышленности азотную кислоту получают из аммиака по следующей схеме: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$</p>
Применение	<p>Основная область применения азота — производство аммиака. Азот применяют также для создания инертной среды при сушке взрывчатых веществ.</p> <p>Аммиак применяют как удобрение, для получения азотной кислоты, в медицине. Аммиачную воду используют в быту.</p> <p>Азотную кислоту применяют для производства удобрений, лекарственных и взрывчатых веществ.</p> <p>Нитраты применяют в качестве минеральных удобрений, составной части взрывчатых веществ, в медицинских целях</p>
В природе	<p>Объемная доля азота в воздухе составляет 78%, он входит в состав земной коры и живых организмов. В космосе азот занимает по распространенности четвертое место</p>

Фосфор

Простые вещества	<p><i>Физические свойства.</i> Фосфор образует несколько аллотропных модификаций: белый, красный и черный фосфор. Наиболее устойчив <i>красный</i> фосфор, который имеет атомное строение. Темно-красного цвета порошок при нагревании без доступа воздуха превращается в <i>белый</i> фосфор. Белый фосфор летучий, легко воспламеняется на воздухе, ядовит</p>
	<p><i>Химические свойства</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Фосфор реагирует с металлами аналогично азоту, с образованием фосфидов: $3\text{Mg} + 2\text{P} = \text{Mg}_3\text{P}_2.$ 2. Водородное соединение фосфора PH_3 — фосфин — невозможно получить прямым синтезом. Его получают гидролизом фосфидов: $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{HON} = 2\text{PH}_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2.$ 3. С кислородом фосфор реагирует гораздо энергичнее, чем азот: $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10} + Q.$ 4. Взаимодействует фосфор с хлором при нагревании: $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5.$ 5. Фосфор окисляется серной и азотной концентрированными кислотами: $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}.$ <p>Фосфор получают, восстанавливая его из природного фосфорита: $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} =$ $= 6\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 + 10\text{CO} + \text{P}_4$</p>

<p>Водородные соединения</p>	<p><i>Физические свойства фосфина</i> (PH_3) — бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, нерастворим в воде.</p> <p><i>Химические свойства.</i> Неустойчивый, разлагается на воздухе.</p> <p>1. $4\text{PH}_3 = \text{P}_4 + 6\text{H}_2$.</p> <p>2. Горит в кислороде: $2\text{PH}_3 + \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$.</p> <p>Получение. Гидролиз фосфидов:</p> $\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6\text{HON} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3$
<p>Кислородные соединения</p>	<p><i>Оксид фосфора (V)</i> — белое твердое вещество, сильно гигроскопичное.</p> <p>1. Взаимодействует с водой с образованием мета-фосфорной, орто-фосфорной и пирофосфорной кислот: HPO_3, H_3PO_4, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.</p> <p>2. Как кислотный оксид взаимодействует с растворами щелочей:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{PO}_4.$ <p><i>Фосфорная кислота</i> диссоциирует ступенчато:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-;$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-};$ $\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}.$ <p>По первой ступени диссоциирует как сильная кислота, по третьей ступени диссоциация практически не происходит</p>

	<p>Характерной особенностью орто-фосфорной кислоты, как и оксида фосфора (V), является способность к образованию кислых солей разной степени замещенности водорода:</p> $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$ <p>Средние соли — <i>фосфаты</i>, например $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нерастворимы в воде, кроме фосфатов щелочных металлов. Из кислых солей <i>гидрофосфаты</i> (кроме гидрофосфатов натрия, калия и аммония), мало растворимы в воде, а большинство <i>дигидрофосфатов</i> хорошо растворимы в воде, например $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Качественная реакция на фосфат-ион:</p> $\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3;$ $\text{PO}_4^{-3} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow \text{ (желтый)}$
Получение	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 + 5\text{C} = 3\text{CaSiO}_3 + 5\text{CO} + 2\text{P}$
Применение	<p>Красный <i>фосфор</i> используют для производства спичек, фосфорной кислоты. Фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты применяются в сельском хозяйстве в качестве удобрений.</p> <p>Главное удобрение, двойной суперфосфат, получают в реакции:</p> $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

В природе	<p><i>Фосфор</i> в природе встречается только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями фосфора являются минералы фосфориты и апатиты, содержащие фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.</p> <p>Кроме того, фосфор является постоянной составной частью тканей организмов человека, животных и растений</p>
-----------	--

Элементы IVA группы

Химические элементы	<p>Элементы IVA группы периодической системы элементов: углерод, кремний, германий, олово, свинец. На внешнем энергетическом уровне атомы имеют по 4 электрона, чем и объясняется сходство их химических свойств:</p> <p>C — $1s^2 2s^2 2p^2$</p> <p>Si — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$</p> <p>Ge — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$</p> <p>Sn — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$</p> <p>Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов атомных ядер, следовательно, убывает электроотрицательность элементов и неметаллические свойства веществ и возрастают металлические свойства.</p> <p>Олово и свинец относятся к металлам</p>
---------------------	---

	<p>Углерод и кремний образуют <i>ионные соединения</i>: $Al^{+3}C_3^{-4}$ и др. Ионные соединения в основе строения имеют ионную кристаллическую решетку.</p> <p>Степень окисления -4 атомы углерода проявляют в соединении с водородом — метане, образованном при помощи ковалентной полярной связи: H_4C. В силане SiH_4 кремний проявляет степень окисления $+4$, так как его электроотрицательность меньше, чем у водорода. Атомы элементов IVА группы в химических соединениях могут проявлять и положительные степени окисления: $+2$, $+4$</p>
<p>Простые вещества. Углерод</p>	<p><i>Физические свойства.</i> Ковалентной неполярной связью связаны атомы углерода в простые вещества и образуют четыре аллотропные модификации: алмаз, графит, фуллерен, карбин. Все простые вещества твердые. Алмаз является одним из самых твердых веществ, кристаллы прозрачные бесцветные или с желтоватым оттенком. Шлифованные алмазы называются бриллиантами. Другие модификации от темно-серого цвета до черного. Фуллерен имеет молекулярное строение</p> <p><i>Химические свойства углерода.</i> <i>Реакции с простыми веществами:</i> 1. Взаимодействует с металлами: Na, Ca, Mg, Al, Fe и др. Углерод проявляет себя как окислитель, восстанавливаясь до C^{-1} или C^{-4} и образует дикарбиды и карбиды: $2Na + 2C = Na_2C_2$, $4Al + 3C = Al_4C_3$</p>

	<p>2. Реагирует с неметаллами: $2\text{H}_2 + \text{C} = \text{CH}_4$, $\text{C} + 2\text{Cl}_2 = \text{CCl}_4$.</p> <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>3. С концентрированной серной кислотой: $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.</p> <p>4. Восстанавливает металлы из оксидов: $\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}$, $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$.</p> <p>5. Взаимодействует с углекислым газом: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$.</p> <p><i>Применение.</i> Углерод применяется в производстве железа, для получения пороха, при вулканизации каучуков, в качестве топлива. Для промышленных целей применяют углерод, который широко встречается в свободном состоянии (каменный уголь, графит, алмазы)</p>
Водородные соединения	<p>Молекула метана CH_4 образована при помощи ковалентной полярной связи, степень окисления углерода -4.</p> <p>CH_4 — бесцветный газ без запаха, легче воздуха. Плохо растворим в воде.</p> <p>Горит на воздухе:</p> $\overset{-4}{\text{C}} \text{H}_4 + 2 \overset{0}{\text{O}}_2 = \overset{+4-2}{\text{CO}}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>При неполном сгорании может образоваться сажа и вода:</p> $\overset{-4}{\text{C}} \text{H}_4 + \overset{0}{\text{O}}_2 = \overset{0}{\text{C}} + 2\overset{-2}{\text{H}}_2 \overset{0}{\text{O}}$ <p>Кроме метана, углерод с водородом образует огромное количество органических соединений — углеводородов</p>

<p>Кислородные соединения</p>	<p><i>Оксид углерода (II)</i> CO иначе называют угарным газом.</p> <p>Оксид углерода (II) относится к так называемым несолеобразующим оксидам.</p> <p>Является хорошим восстановителем, восстанавливает металлы из оксидов:</p> $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2;$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2;$ $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2.$ <p>Получают CO восстановлением углерода +4 из CO₂ углем: $2\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}$.</p> <p><i>Оксид углерода (IV)</i> (CO₂) иначе называют углекислым газом или угольным ангидридом.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. С водой вступает в обратимую реакцию с получением очень слабой угольной кислоты, которая существует только в водных растворах: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$. 2. При взаимодействии со щелочами образует два ряда солей — карбонаты и гидрокарбонаты: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3.$ 3. Окисляет углерод и окисляет металлы: $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}, \text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C}.$ <p>Получают CO₂ сжиганием угля и метана, прокаливанием известняка, действием кислот на карбонаты:</p> $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2;$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
-------------------------------	--

	<p><i>Химические свойства угольной кислоты H_2CO_3.</i></p> <p>1. Изменяет окраску индикаторов; может существовать только в разбавленных растворах как слабый электролит: $H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$.</p> <p>2. Очень незначительно действует на активные металлы, основные оксиды.</p> <p>3. Вступает в реакцию нейтрализации с основаниями с образованием кислых солей: $H_2CO_3 + KOH = KHCO_3 + H_2O$. При избытке оснований образует средние соли: $H_2CO_3 + 2KOH = K_2CO_3 + 2H_2O$.</p> <p>4. Качественная реакция на карбонат-ион: $K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + CO_2$; $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 + H_2O$.</p> <p><i>Соли угольной кислоты.</i></p> <p>1. Карбонаты и гидрокарбонаты взаимно превращаемы: $Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2NaHCO_3$; $NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$.</p> <p>2. Свойства обусловлены катионами металлов и карбонат анионами, входящими в состав солей.</p> <p>3. С более сильными кислотами: $H_2SO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$</p>
Получение	Углерод можно получить, восстанавливая его из оксида магнием: $CO_2 + Mg = MgO + C$.

Применение	Углеродный медицинский сорбент, который непосредственно используется для лечения ран, язв, ожогов, а также в бытовых фильтрах для воды, в фильтрах, используемых в медицинской и пищевой промышленности и т.п. Широкое применение находят также выпускаемые углеродные нити и ткани. Восстановитель в металлургических процессах
В природе	Встречается как в свободном состоянии (уголь, алмазы, графит), так и в соединениях (CaCO_3 — мел, известняк, мрамор; MgCO_3 — магнезит; FeCO_3 — сидерит), входит в состав всех органических веществ

Кремний

Простое вещество	<i>Физические свойства.</i> Кристаллический кремний образует структуры, аналогичные структуре алмаза, имеет серо-стальной цвет и металлический блеск. Он обладает полупроводниковыми свойствами
	<i>Химические свойства.</i> 1. Горит при нагревании выше $400\text{ }^\circ\text{C}$: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$. 2. При нагревании: $3\text{Si} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\text{Fe} + 3\text{SiO}_2$; $\text{Mg} + 2\text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$ (силицид магния)

Водородные соединения	<p>1. Силициды разлагаются водой или кислотами, при этом образуется газообразное соединение кремния с водородом — <i>силан</i>: $\text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MgSO}_4 + \text{SiH}_4\uparrow.$</p> <p>2. Силан на воздухе самовоспламеняется с образованием оксида кремния (IV) и воды: $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p>
Кислородные соединения	<p><i>Оксид кремния (IV) SiO₂.</i></p> <p>1. Взаимодействует с твердыми щелочами и с основными оксидами <i>при сплавлении</i>, образуя соли — <i>силикаты</i>: $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$</p> <p>2. С водой не взаимодействует. <i>Кремниевая кислота и ее соли.</i> Оксиду кремния (IV) соответствует двухосновная <i>кремниевая кислота H₂SiO₃</i>, которая относится к слабым кислотам, она слабее угольной кислоты. <i>Кремниевая кислота:</i></p> <p>1. Получается при действии более сильных кислот на силикаты: $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{KCl}.$</p> <p>2. В воде практически не растворяется и выпадает из реакционной смеси в виде студенистого осадка.</p> <p>3. При нагревании или длительном хранении постепенно разлагается на воду и оксид кремния (IV): $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$</p>

	<i>Соли кремниевой кислоты — силикаты — можно получить в результате взаимодействия при высокой температуре оксида кремния (IV) с оксидами металлов, карбонатами или щелочами</i>
Получение	Кремний получают, восстанавливая его из оксида магнием: $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si}$
Применение	Кремний находит применение в полупроводниковой технике и микроэлектронике, в металлургии в качестве добавки к сталям и в производстве сплавов. Оксид кремния (IV) SiO_2 широко применяют в строительстве, для получения стекла, керамики, фарфора, кирпича, цемента. Потребителями кварца являются также радиотехника, акустоэлектроника, оптическое приборостроение. Кварцевая посуда широко применяется в химических лабораториях. Синтетический SiO_2 (белая сажа) используется как наполнитель в производстве резины
В природе	Встречается в виде оксида в составе минералов, горных пород, песка, входит в состав скелетов некоторых животных

Тема 7. Металлы

Содержание темы

Металлы, их положение в периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Характерные физические и химические свойства. Понятие об электрохимическом ряде напряжения металлов. Применение металлов.

Характер изменения свойств металлов по группам и периодам периодической системы. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов на примере элементов IIА группы и элементов III периода. Металлы групп В. Зависимость свойств металлов и их соединений от электронного строения атома и степени окисления в соединениях. Получение металлов.

Понятия, определения, формулы

1. К металлам относятся элементы групп IА–IIIА (кроме бора) и всех групп В периодической системы химических элементов.

2. У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) содержится от 1 до 4 электронов.

3. Металлы как простые вещества в основе строения имеют металлическую связь. Металли-

ческие кристаллы образованы атом-ионами и де-локализованными (обобществленными) электронами внешнего энергетического уровня.

4. Ионы металлов в соединениях с водородом, кислородом и другими неметаллами имеют положительные заряды (степени окисления).

5. Металлы как простые вещества при нормальных условиях существуют в твердом, жидком (ртуть) состояниях.

6. В химических реакциях с простыми и сложными веществами металлы обычно выступают как восстановители.

7. Металлы в положительных степенях окисления в химических реакциях могут быть окислителями по отношению к атомам других металлов, водороду, оксиду углерода (II), углероду и др. Сравнительная активность атомов и ионов металлов отражается электрохимическим рядом напряжений металлов, где металлы расположены по возрастанию величины их электродных потенциалов.

8. Металлы групп В характеризуются внутренней застройкой $3d$ -орбиталей. Большинство

из них имеет характерный металлический блеск. Элементы и их соединения обладают рядом характерных свойств: переменным состоянием окисления, способностью к образованию комплексных ионов, образованию окрашенных соединений.

9. Металлы характеризуются высокими температурами плавления (Fe — 1535 °С, Cr — 1857 °С, Cu — 1083 °С) и кипения. Такие свойства *d*-элементов, как твердость, высокие температуры плавления и кипения объясняются металлическими связями. Прочность этой связи обусловлена способностью *d*-элементов предоставлять на образование химической связи электроны как с внешнего, так и с предшествующего ему энергетического уровня.

10. Металлы первого переходного ряда используют для образования связей одновременно *3d*- и *4s*-электроны. Атомы *d*-элементов четвертого периода имеют сравнительно малые радиусы, которые незначительно изменяются в ряду от элемента с атомным номером 21 к элементу с атомным номером 30.

11. Если все металлы расположить в ряд в порядке уменьшения их условной способности отдавать электроны в водных растворах, то мы получим электрохимический ряд напряжений металлов (ЭХРНМ):

Li, K, Ba, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb (H₂), Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

12. Оксиды и гидроксиды металлов групп А имеют основной и амфотерный характер. Соединения металлов В групп проявляют основные (FeO, CuO, CrO, MnO), амфотерные (Fe₂O₃, Cr₂O₃), кислотные (CrO₃, MnO₃, Mn₂O₇) свойства в зависимости от степени окисления металлов в соединениях.

13. Получение металлов из соединений сводится к восстановлению их ионов при помощи электрического тока (электролиз растворов и расплавов), водорода, оксида углерода (IV), металлотермии: $Me^{+n} + ne = Me^0$.

14. Металлы в природе встречаются в виде оксидных, сульфидных, карбонатных руд, в виде силикатов, растворов соединений, в самородном виде.

Металлы групп А

Металлы IA группы

Химические элементы	<p>Металлы IA группы называют щелочными металлами. Франций — радиоактивный элемент. Все <i>s</i>-элементы имеют 1 электрон на внешнем энергетическом уровне атома. Они обладают способностью легко отдавать эти электроны, образуя ионы с устойчивыми конфигурациями благородных газов. Высокая восстановительная активность металлов IA группы проявляется в сравнительно низких значениях их электроотрицательности.</p> <p>Все металлические связи образуются делокализованными <i>s</i>-электронами внешнего энергетического уровня</p>
Простые вещества	<p><i>Физические свойства.</i> Все металлы IA группы имеют кубическую объемноцентрированную структуру. Простые вещества, образованные элементами группы IA, представляют собой серебристо-белые мягкие металлы. Наиболее твердым из них является литий, но и он легко режется ножом. Все щелочные металлы относятся к легким и легкоплавким металлам. Плотность лития примерно в 2 раза ниже плотности воды, а температура плавления цезия меньше температуры человеческого тела</p>

	<p><i>Химические свойства.</i></p> <p><i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Все s-металлы окисляются галогенами: $2K + Cl_2 = 2KCl$.</p> <p>2. Все щелочные металлы горят на воздухе, образуя оксиды одного или нескольких типов: $4Li + O_2 = 2Li_2O$; $3Na + 2O_2 = Na_2O_2 + NaO_2$; $K + O_2 = KO_2(K_2O_2)$.</p> <p>3. Металлы IA реагируют с серой с образованием сульфидов. Реакции между серой и металлами IA группы протекают бурно: $2Na + S = Na_2S$.</p> <p>4. Металлы IA группы сгорают в азоте с образованием нитридов: $6Li + N_2 = 2Li_3N$.</p> <p>5. Литий и натрий реагируют с углеродом (древесный уголь), образуя ионные дикарбиды: $2Na + 2C = Na_2C_2$.</p> <p>6. Все металлы IA группы соединяются с водородом при повышенной температуре (300–700 C°) с образованием гидридов: $2Na + H_2 = 2NaH$.</p> <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>1. Все металлы IA группы восстанавливают водород из воды до водорода и образуют гидроксиды: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$.</p> <p>2. Щелочные металлы реагируют с кислотами со взрывом: $2K + 2HCl = 2KCl + H_2\uparrow$; $8Na + 10HNO_3(\text{разб}) \rightarrow$ $\rightarrow 8NaNO_3 + NH_4NO_3 + 3H_2O$</p>
--	---

Водородные соединения	<p>Гидриды, сульфиды, фосфиды и карбиды реагируют с водой и кислотами:</p> $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow;$ $\text{Na}_3\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{NaOH} + \text{PH}_3\uparrow;$ $\text{NaN} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$
Кислородные соединения	<p>1. Оксиды, пероксиды реагируют с водой с образованием щелочей:</p> $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH};$ $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + \text{O}_2.$ <p>2. В реакциях с кислотами образуют соль и воду: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$</p> <p>3. Гидроксиды — сильные основания, растворимые в воде, обладают всеми свойствами оснований:</p> <ul style="list-style-type: none"> – взаимодействуют с кислотами: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ <ul style="list-style-type: none"> – при избытке оснований образуют средние соли: $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$ <ul style="list-style-type: none"> – кислотными оксидами: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ <ul style="list-style-type: none"> – неметаллами (хлором, серой, кремнием): $6\text{KOH} + 3\text{S} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$ <ul style="list-style-type: none"> – амфотерными оксидами и гидроксидами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6;$ <ul style="list-style-type: none"> – гидроксиды калия, натрия устойчивы к нагреванию. <p>4. Нитраты натрия, калия разлагаются при нагревании:</p> $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$

Получение	<p>Металлы IA группы получают электролизом расплавов солей, чаще всего хлоридов. Возможно также восстановление металлов из карбонатов, хлоридов, оксидов (коксом, алюминием).</p> $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 2\text{Na} + 3\text{CO}_2$ $2\text{KCl} \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} 2\text{K} + \text{Cl}_2$
-----------	--

Металлы II A группы

Химические элементы	<p>Металлы II A группы называют щелочноземельными металлами. Радий — радиоактивный элемент.</p> <p>Все s-элементы имеют 2 электрона на внешнем энергетическом уровне атома. Они обладают способностью легко отдавать эти электроны, образуя ионы с устойчивыми конфигурациями благородных газов. Высокая восстановительная активность металлов II A группы проявляется в сравнительно низких значениях их электроотрицательности</p>
Простые вещества	<p><i>Физические свойства.</i> Металлы имеют различные виды металлических кристаллических решеток. Простые вещества, образованные элементами группы II A, представляют собой серебристо-белые металлы. Наиболее твердым из них является магний. Все щелочноземельные металлы относятся к легким и легкоплавким металлам</p>

	<p><i>Химические свойства.</i></p> <p><i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Как все s-металлы, окисляются галогенами: $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$.</p> <p>2. Все металлы горят на воздухе, образуя оксиды одного или нескольких типов: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$; $\text{Ca} + \text{O}_2 = \text{CaO}_2$ (пероксид кальция).</p> <p>3. Металлы IIА группы реагируют с серой с образованием сульфидов. Реакции между серой и металлами IА группы протекают более бурно: $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$.</p> <p>4. Металлы IIА группы сгорают в азоте с образованием нитридов: $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$.</p> <p>5. Все металлы IIА группы соединяются с водородом при повышенной температуре (300–700 °С) с образованием гидридов: $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$.</p> <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>1. Металлы IIА группы восстанавливают водород из воды и образуют гидроксиды: $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$.</p> <p>2. Щелочноземельные металлы реагируют с кислотами: $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; $5\text{Mg} + 12\text{HNO}_3(\text{разб.}) =$ $= 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$.</p> <p>3. Бериллий единственный из металлов группы, который проявляет амфотерные свойства, так же, как и его соединения: $\text{Be} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$</p>
--	---

Водородные соединения	<p>Гидриды, нитриды, фосфиды и карбиды реагируют с водой и кислотами:</p> $\text{BaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow;$ $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$
Кислородные соединения	<p>1. Оксиды, пероксиды реагируют с водой с образованием щелочей:</p> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2,$ $2\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{O}_2.$ <p>2. В реакциях с кислотами образуют соль и воду: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.</p> <p>3. Гидроксиды — сильные основания (кроме $\text{Mg}(\text{OH})_2$) растворимые в воде, обладают всеми свойствами оснований:</p> <ul style="list-style-type: none"> – взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, металлами (хлором, серой, кремнием), амфотерными оксидами и гидроксидами; – гидроксиды кальция и магния разлагаются при нагревании: $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$. <p>4. Нитраты разлагаются при нагревании:</p> $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
Получение	<p>Металлы IIА группы получают электролизом расплавов солей, чаще всего хлоридов. Возможно также восстановление металлов из карбонатов, хлоридов, оксидов (коксом, алюминием).</p> $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} \text{Ca} + \text{Cl}_2$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$ $\text{MgO} + \text{C} = \text{Mg} + \text{CO}$

Таблица 15

**Важнейшие соединения элементов
IA и IIA групп и их применение**

Соединение	Тривиальное название	Применение
1	2	3
NaCl	Поваренная соль	Получение натрия и его соединений, пищевая промышленность
KCl	Хлорид калия	Калийное удобрение
KNO ₃	Калийная селитра	Азотное и калийное удобрение
KCl · NaCl	Сильвинит	Получение KCl, калия и его соединений
MgSO ₄ · 7H ₂ O	Горькая, или английская соль	Слабительное в медицине
NaNO ₃	Натриевая селитра	Азотное удобрение
NaOH	Каустическая сода	В промышленности
CaO	Негашеная известь	Строительство
Ca(OH) ₂	Гашенная известь	Строительство
NaHCO ₃	Питьевая сода	Пищевая промышленность, в быту

Окончание табл. 15

1	2	3
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Кристаллическая сода	Производство стекла, стиральных порошков, в быту
BaSO_4	Сульфат бария	Рентгеноконтрастное вещество в медицине
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Гипс	Строительство
$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$	Алебастр	Строительство
CaCO_3	Мел, мрамор, известняк	Производство извести, цемента, стекла

Металлы IIIA группы. Алюминий

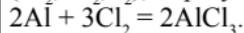
Химический элемент	Алюминий имеет 3 электрона на внешнем энергетическом уровне атома. $[\text{Ne}]3s^23p^1$. Он обладает способностью легко отдавать эти электроны, образуя ион с устойчивой конфигурацией $[1s^22s^22p^6]^{3+}$. Высокая восстановительная активность алюминия проявляется в сравнительно низком значении его электроотрицательности
Простые вещества	<i>Физические свойства.</i> В свободном состоянии алюминий представляет собой светлый блестящий металл, относительно мягкий, легкоплавкий ($t_{\text{пл.}} = 660 \text{ }^\circ\text{C}$) и легкий (плотность $2,7 \text{ г/см}^3$) с высокой тепло- и электропроводностью

Алюминий — активный металл, однако при обычных условиях он устойчив на воздухе и сохраняет свой металлический блеск длительное время. Поверхность алюминия покрыта тонкой, невидимой глазом, прозрачной, но плотной пленкой оксида алюминия, которая препятствует его взаимодействию с компонентами атмосферы (парами воды и кислородом).

Химические свойства. Алюминий — сильный восстановитель, он реагирует со многими простыми и сложными веществами.

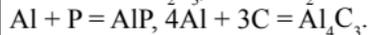
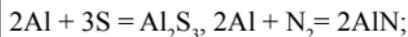
Реакции с простыми веществами:

1. Алюминий уже при комнатной температуре (25 °С) активно реагирует с галогенами (Cl₂, Br₂, I₂), образуя галогениды:



2. В виде стружек или порошка алюминий ярко горит на воздухе, выделяя большое количество теплоты: $2\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + Q$.

3. При нагревании алюминий взаимодействует с серой, а при высокой температуре с азотом, фосфором, углеродом, образуя соответственно сульфид, нитрид, фосфид, карбид алюминия:



Сульфид, нитрид, фосфид и карбид алюминия полностью гидролизуются с образованием гидроксида алюминия и соответственно сероводорода, аммиака, фосфина и метана.

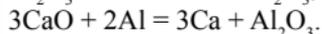
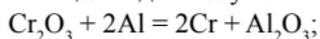
Реакции со сложными веществами:

1. Очищенный от оксидной пленки алюминий энергично взаимодействует с водой:



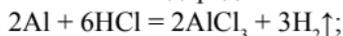
2. Алюминий при высокой температуре восстанавливает ряд металлов из их оксидов. Такая реакция называется алюминотермией.

Алюминотермию используют в промышленных целях для получения металлов:



3. Реакции с кислотами:

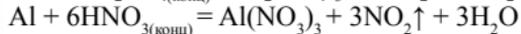
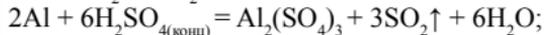
– алюминий легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислоте с образованием солей и водорода:



– в сильно разбавленной азотной кислоте алюминий растворяется с образованием соли, воды и продукта восстановления азота:



– на алюминий не действуют на холоде концентрированные серная и азотная кислоты, так как алюминий пассивирован оксидной пленкой. При нагревании алюминий способен восстанавливать эти кислоты с выделением SO_2 и NO_2 :



	<p>4. Алюминий, как и другие металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, растворяется в водных растворах щелочей:</p> $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$
Водородные соединения	<p>Гидрид, нитрид, фосфид и карбид алюминия реагируют с водой и кислотами:</p> $\text{AlN} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3\uparrow;$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$
Кислородные соединения	<p>1. <i>Оксид алюминия</i> Al_2O_3 — белое твердое вещество, проявляет амфотерные свойства: реагирует и с кислотами, и со щелочами:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \text{ — в растворе};$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_\tau \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ — в расплаве}.$ <p>В лаборатории оксид алюминия можно получить, сжигая порошок алюминия в кислороде или прокаливая его гидроксид:</p> $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3, 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$ <p>2. <i>Гидроксид алюминия</i> $\text{Al}(\text{OH})_3$ обладает амфотерными свойствами и может реагировать с кислотами и со щелочами, проявляя при этом слабые основные или слабые кислотные свойства:</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \text{ — в растворе};$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \text{ — в расплаве}.$

	<p>При сплавлении оксида и гидроксида алюминия с твердой щелочью образуется соль — метаалюминат натрия.</p> <p>Гидроксид алюминия получают взаимодействием солей алюминия растворами щелочей или $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.</p> <p>3. Соли алюминия и сильных кислот растворимы в воде и подвергаются гидролизу по катиону:</p> $\text{AlCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl};$ $\text{AlOHCl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}.$ <p>Нитрат алюминия при прокаливании разлагается: $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$</p>
Получение	<p>Основным сырьем для получения алюминия являются бокситы ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), нефелины, каолины, глиноземы.</p> <p>В промышленности алюминий получают электролизом раствора Al_2O_3 в расплавленном криолите $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$:</p> $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{эл. ток}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2\uparrow$
Применение	<p>Алюминий используется для получения легких сплавов, являющихся основным конструкционным материалов для космической и авиационной техники, речных судов и катеров, при производстве электрических проводов и кабелей. Мелкодисперсный алюминиевый порошок (алюминиевая пудра) используется в качестве пигмента в красках</p>

	<p>Природный минерал <i>корунд</i>, представляющий собой чистый кристаллический оксид алюминия, из-за высокой твердости используется в качестве абразивного материала. Синтетический оксид алюминия широко используется в производстве керамики, устойчивой при очень высоких температурах. Природные монокристаллы оксида алюминия (это минералы <i>рубин</i>, <i>сапфир</i>) являются драгоценными камнями и используются в производстве ювелирных украшений.</p> <p>Очень важное значение имеет каолинит, огромные количества которого расходуются при производстве цемента</p>
В природе	<p>По распространенности в природе алюминию принадлежит первое место среди металлов. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,8%. В свободном состоянии алюминий в природе не встречается. Важнейшие природные соединения алюминия — бокситы ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$), корунд (Al_2O_3), криолит — минерал состава $AlF_3 \cdot 3NaF$ или $Na_3[AlF_6]$; алюмосиликаты. Они составляют основную массу земной коры: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ — основной состав глины, минерал нефелин ($K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ или $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$) относится к важнейшим алюминиевым рудам</p>

Металлы групп В

Железо

Химический элемент	<p>Железо — представитель <i>d</i>-элементов, электронная конфигурация атома:</p> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2.$ <p>В химических соединениях железо проявляет степени окисления +2, +3.</p> <p>Природное железо состоит из четырех стабильных изотопов с массовыми числами 54, 56, 57, 58</p>
Простое вещество	<p><i>Физические свойства.</i> Железо — блестящий серебристо-белый металл, плотность 7,87 г/см³, температура плавления 1539 °С. Обладает хорошей пластичностью, ковкостью, легко намагничивается и размагничивается</p>
	<p><i>Химические свойства.</i></p> <p><i>Реакции с простыми веществами:</i></p> <p>1. Накаленная железная проволока ярко горит в кислороде, образуя окалину (Fe₂O₃, FeO):</p> $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4.$ <p>На воздухе в присутствии влаги железо ржавеет:</p> $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3.$ <p>2. С галогенами железо образует галогениды железа (III):</p> $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

	<p>3. При слабом нагревании железо взаимодействует с серой, а при высокой температуре с углеродом, кремнием, фосфором:</p> $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS};$ $3\text{Fe} + 2\text{P}_{\text{красн}} \rightarrow \text{Fe}_3\text{P}_2.$ <p><i>Реакции со сложными веществами:</i></p> <p>1. При высокой температуре железо реагирует с парами воды:</p> $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow.$ <p>2. Реакции с кислотами:</p> <ul style="list-style-type: none"> – в разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется с образованием солей железа (II): $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow;$ – в разбавленной азотной кислоте железо растворяется с образованием соли железа (III), воды и продуктов восстановления азота; – концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо на холоде, но растворяют его при нагревании: $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \xrightarrow{t} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц})} \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}.$ <p>3. Из растворов солей железо вытесняет металлы, расположенные правее его в электрохимическом ряду напряжений металлов:</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
Водородные соединения	Не образует

<p>Кислородные соединения</p>	<p><i>FeO</i> — оксид железа (II), черное кристаллическое вещество, проявляет свойства основного оксида.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Взаимодействует с кислотами, образуя соли железа (II): $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Окисляется кислородом: $4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{Fe}_3\text{O}_4).$ 3. Восстанавливается водородом, углеродом: $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}; \text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2.$ <p><i>Fe(OH)₂</i> — гидроксид железа (II), также проявляет основные свойства.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. При нагревании разлагается: $\text{Fe(OH)}_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Получают гидроксид железа (II) из солей железа (II) в реакции со щелочами: $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 + 2\text{NaCl}.$ 3. В присутствии воздуха свежеприготовленный <i>Fe(OH)₂</i> — осадок белого цвета, быстро превращается в гидроксид железа (III) (осадок бурого цвета): $4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3 \downarrow.$ <p><i>Fe₂O₃</i> — оксид железа (III), проявляет амфотерные свойства; в реакциях с кислотами образует соли железа (III); восстанавливается водородом, железом, углерод (II) оксидом.</p> <p><i>Fe(OH)₃</i> — гидроксид железа (III), проявляет более слабые основные свойства, чем гидроксид железа (II). Он обладает амфотерными свойствами</p>
-------------------------------	---

	<p>1. С кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.</p> <p>2. При нагревании он способен растворяться в щелочах с образованием комплексной соли: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$.</p> <p>3. Получают гидроксид железа (III) из солей железа (III) в реакции со щелочами: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$.</p> <p>4. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — желтая кровавая соль и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — красная кровавая соль являются реактивами для качественного определения ионов Fe^{3+}, Fe^{2+} соответственно.</p> <p>Известно небольшое число соединений железа (VI), например феррат калия K_2FeO_4, феррат бария Ba FeO_4</p>
Получение	<p>В промышленности железо получают из железных руд восстановлением углеродом (коксом) и углерод (II) оксидом в доменных печах. В этом случае получают не чистое железо, а его сплав с углеродом, марганцем, серой, фосфором и др., т.е. чугуны. Восстановление железа происходит последовательно, соответственно следующим схемам превращения:</p> $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$ <p>В дальнейшем из чугуна получают различные марки стали в процессе удаления из чугуна избытка углерода, серы, фосфора и других веществ в процессе их окисления</p>

Применение	В основном применение находят важнейшие сплавы железа — чугуны и стали. Соединения железа находят применение в сельском хозяйстве (железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), в медицине, производстве радиоэлектронной аппаратуры, лабораторной практике и др.
В природе	Железо по распространенности в природе является вторым металлом после алюминия. Общее содержание его в земной коре составляет 5,1%. Оно входит в состав многих минералов. Важнейшими железными рудами являются: – магнитный железняк — $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO})$ – красный железняк — Fe_2O_3

Хром

Химический элемент	Хром — $3d$ -элемент. Электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. Хром может проявлять в соединениях различные степени окисления — от +1 до +6, из них наиболее устойчивы соединения хрома со степенью окисления +2, +3, +6. У атома хрома наблюдается «перескок» электрона с внешнего энергетического уровня ($4s$) на предвнешний ($3d$), в результате чего вместо ожидаемой конфигурации $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ он имеет более устойчивую $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
--------------------	--

<p>Простое вещество</p>	<p><i>Физические свойства.</i> Хром ($t_{\text{пл.}} = 1875 \text{ }^\circ\text{C}$) относится к тугоплавким и тяжелым (плотность $7,19 \text{ г/см}^3$) металлам.</p> <p>Среди металлов хром является самым твердым. Хром обладает повышенной хрупкостью. Как выяснилось в последнее время, свойства хрома очень сильно зависят от содержания в нем примесей. Твердость и хрупкость чрезвычайно чистого хрома значительно ниже, чем у обычного металла, и даже ничтожные количества примесей резко изменяют его физические свойства</p>
	<p><i>Химические свойства.</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. При высоких температурах хром горит в кислороде с образованием Cr_2O_3: $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3.$ 2. Реагирует с галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием: $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3.$ 3. Расплавленный хром реагирует с парами воды при очень высокой температуре: $2\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\uparrow.$ 4. Хром пассивируется холодными концентрированными серной и азотной кислотами. Но при сильном нагревании эти кислоты растворяют хром так же, как и железо. 5. При комнатной температуре хром растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах, образуя соли хрома (II). $\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Водородные соединения	Не образует
Кислородные соединения	<p><i>Оксид хрома CrO</i> (черный порошок) — основной оксид, нерастворим в воде.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Растворяется в кислотах: $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Гидроксид хрома (II) получают действием щелочей на растворимые соли: $\text{CrSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4.$ 3. Обладает основными свойствами: $\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$ <p><i>Оксид Cr₂O₃</i> (темно-зеленый порошок) проявляет амфотерные свойства.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. При высокой температуре (сплавление) реагирует со щелочами с образованием хромитов: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Cr₂O₃ при обычных условиях плохо растворяется в кислотах, не растворяется в воде, термически устойчив. 3. Гидроксид хрома (III) получают действием щелочей на растворимые соли: $\text{CrCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}.$ 4. Добавление избытка щелочи при осаждении гидроксида хрома (III) приводит к растворению первоначально выпавшего осадка: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6].$ <p>Гидроксиды хрома (II) и хрома (III) термически неустойчивы и легко превращаются в соответствующие оксиды: $\text{Cr}(\text{OH})_2 = \text{CrO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow;$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + x\text{H}_2\text{O}\uparrow$ </p>

	<p><i>Оксид CrO_3</i> (темно-красное кристаллическое вещество) имеет кислотный характер.</p> <p>1. Растворяется в воде: $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ (хромовая кислота); $2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$ (дихромовая кислота).</p> <p>2. Взаимодействует с основаниями: $CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$. Гидроксиды — $Cr(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, H_2CrO_4. $Cr(OH)_2$ проявляет основные свойства, $Cr(OH)_3$ — амфотерные, H_2CrO_4 — кислотные.</p> <p>3. В щелочной $Cr(OH)_3$ среде проявляет кислотные свойства: $Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Cr(OH)_6]$; $Cr(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaCrO_2 + 2H_2O$ (сплавление).</p> <p>4. В кислотной среде проявляет основные свойства: $2Cr(OH)_3 + 6HCl = 2CrCl_3 + 3H_2O$.</p> <p>В соответствии с общей закономерностью кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов хрома изменяется от основного у соединений хрома (II) до кислотного у соединений хрома (VI). Соединения хрома (III) проявляют амфотерные свойства.</p> <p>Соединения, содержащие атомы хрома в высшей степени окисления (хромовая и двуххромовая кислоты и их соли — хроматы и дихроматы), являются сильными окислителями</p>
--	---

Получение	<p>1. Металлический хром получают восстановлением оксида хрома (III) алюминием при нагревании:</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}.$ <p>2. В промышленных масштабах широко используют процесс восстановления хромита коксом в электропечах:</p> $\text{FeCr}_2\text{O}_4 + 4\text{C} = \text{Fe} + 2\text{Cr} + 4\text{CO}\uparrow$
Применение	<p>Процесс получения хрома в промышленности протекает при высокой температуре, и образующиеся металлы (Fe и Cr) получают в расплавленном состоянии. После охлаждения расплава образуется феррохром, который широко используется в металлургии для легирования стали</p>
В природе	<p>В свободном состоянии хром наряду с железом найден в составе метеоритов. В земных условиях хром встречается только в составе соединений. Основным минералом хрома является <i>хромит</i> FeCr_2O_4 (или <i>хромистый железняк</i>), из которого в промышленности получают сплав железа с хромом <i>феррохром</i></p>

Тема 8. Электролиз

Реакция, которая не может протекать самопроизвольно, протекает под действием внешнего источника электрического тока, называется *электролизом*.

Электролиз — это окислительно-восстановительная реакция, протекающая под действием электрического тока.

На практике широко применяются процессы электролиза солей металлов (расплавов и водных растворов), оснований и кислот.

Процесс электролиза

1. Процесс электролиза протекает при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита. Для проведения электролиза необходимо погрузить два электрода в расплав или раствор электролита и подключить к внешнему источнику тока.

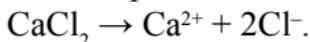
2. Электродами могут служить либо обычные металлические проводники, либо неметаллические электропроводящие материалы (например графит). На одном электроде протекает

процесс окисления, а на другом — процесс восстановления.

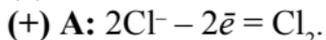
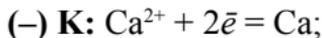
3. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется анодом, а электрод, на котором протекает процесс восстановления, — катодом.

Электролиз расплавов солей

1. Для проведения электролиза, например, твердый хлорид кальция необходимо нагреть выше температуры, до $t_{\text{плавления}}$. В расплаве CaCl_2 подвергается электролитической диссоциации и полностью распадается на ионы:



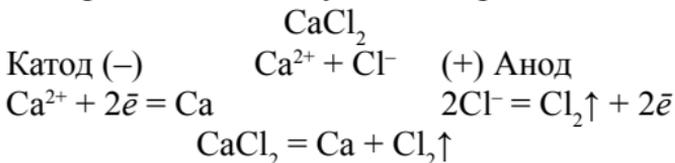
2. Катионы кальция перемещаются к катоду, а анионы хлора к аноду. На катоде (К) будет протекать процесс восстановления ионов Ca^{2+} до металлического кальция, а на аноде (А) — окисления ионов Cl^- до свободного хлора:



Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида кальция можно представить уравнением:



3. Схематически весь процесс электролиза можно представить следующим образом:



4. Процесс электролиза в расплаве возможен только для электролитов, которые при нагревании переходят из твердого состояния в жидкое, не разлагаясь, т.е. термически стабильных. Например, невозможно провести электролиз расплавов таких соединений, как CaCO_3 , NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и т.д., поскольку попытка их расплавить путем нагревания приводит к их разложению на новые вещества.

5. На практике в большинстве случаев электролизу подвергают расплавы солей (MgCl_2 при получении магния и хлора), щелочей (NaOH при получении натрия), оксидов (раствор Al_2O_3 в расплавленном Na_3AlF_6 при получении алюминия).

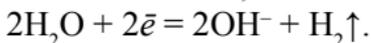
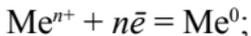
6. Анионы кислородсодержащих кислот (например сульфаты, карбонаты, фосфаты) окисляются с большим трудом, и поэтому электролиз расплавов солей с такими анионами практически не проводят.

Электролиз водных растворов солей

1. Процесс электролиза растворов солей осложнен присутствием растворителя — воды.

В тех случаях, когда на электроде возможно протекание нескольких процессов, наиболее вероятен тот, протекание которого связано с минимальной затратой энергии.

2. При подключении к электродам внешнего источника тока принципиально на катоде могут протекать два процесса — восстановления катионов металла и молекул воды:



3. Склонность к восстановлению у катионов примерно может быть оценена по его положению в электрохимическом ряду напряжений металлов. Чем правее расположен соответствующий металл, тем легче протекает процесс восстановления его ионов на катоде.

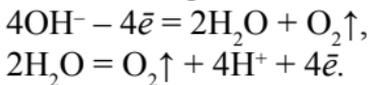
4. При электролизе водных растворов, содержащих катионы металлов от лития до алюминия, протекает только процесс восстановления водорода — на катоде выделяется только газообразный водород.

5. Если в растворе содержатся катионы металлов от цинка до водорода, то одновременно протекают процессы восстановления как катионов металла, так и молекул воды — на катоде одновременно восстанавливается металл и выделяется газообразный водород. Причем чем активнее металл, тем больше электронов затрачивается на восстановление воды и меньше на восстановление металла.

6. При электролизе растворов, содержащих катионы металлов, расположенных после водорода, на катоде протекает только процесс восстановления катионов металла — на катоде осаждается металл.

7. На аноде также принципиально могут протекать два процесса — окисления анионов и молекул воды: $A^{n-} - n\bar{e} = A$; $2H_2O - 4\bar{e} = 2H^+ + O_2\uparrow$.

В первую очередь окисляются простые анионы (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) до соответствующих простых веществ (S , I_2 , Br_2 , Cl_2). В щелочных растворах и в растворах кислородсодержащих кислот и их солей окисляются гидроксид-ионы OH^- до кислорода:



Суммарное уравнение электролиза водного раствора сульфата калия фактически сводится к разложению воды на водород и кислород. Сульфат калия формально в реакции не участвует.

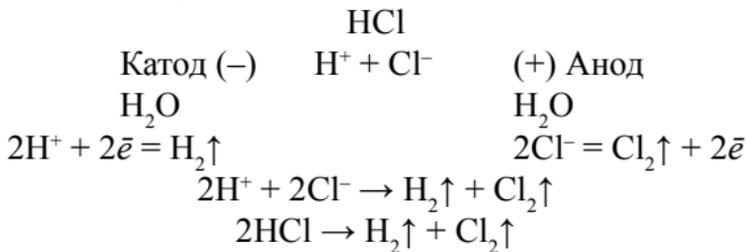
Электролиз водных растворов кислот и оснований

1. В растворе кислоты присутствуют катионы только одного вида – катионы водорода H^+ (или гидроксония H_3O^+), поэтому на катоде может протекать только процесс восстановления этих катионов, приводящий к выделению газообразного водорода.

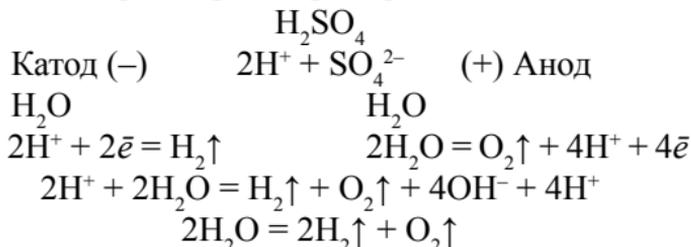
2. На аноде принципиально могут протекать два процесса — окисления анионов кислоты или молекул воды.

Например:

а) электролиз соляной кислоты:

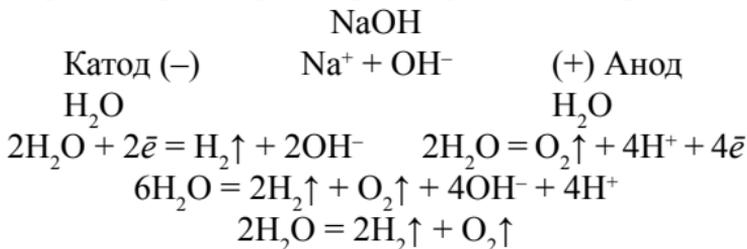


б) электролиз раствора серной кислоты:



3. В растворе основания присутствуют анионы только одного вида — гидроксид-ионы OH^- , поэтому на аноде может протекать только процесс окисления молекулы воды с выделением кислорода.

4. Поскольку растворимы в воде только основания щелочных и щелочноземельных металлов, катионы которых восстанавливаются значительно труднее катионов водорода, то на катоде протекает процесс восстановления катионов водорода, приводящий к выделению водорода. Например, электролиз раствора гидроксида натрия:



Как и в случае солей кислородсодержащих кислот, электролиз раствора основания формально сводится к электролизу воды.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Углеводороды. Алканы. Алкены. Алкадиены

Содержание темы

Теория химического строения органических веществ. Зависимость свойств органических веществ от химического строения. Структурная и пространственная изомерия. Электронная природа химических связей в молекулах органических соединений.

Гомологический ряд насыщенных углеводородов (алканов), электронное и пространственное строение их молекул. Номенклатура алканов. Физические и химические свойства алканов (реакции замещения и окисления на примере метана и этана).

Алкены и их номенклатура. Строение молекул. Химические свойства алкенов: реакции присоединения водорода, галогенов, окисление. Реакции присоединения воды и галогеноводородов на примере этилена. Получение этилена.

Понятие о сопряженных диеновых углеводородах.

Понятия, определения, формулы, свойства

Углеводороды — органические соединения, молекулы которых состоят только из атомов углерода и водорода. Существуют алифатические и

циклические углеводороды. К углеводородам относятся насыщенные углеводороды (алканы), ненасыщенные углеводороды (алкены, алкадиены, алкины) и ароматические углеводороды (арены).

Алканы — алифатические насыщенные углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) σ -связью.

1. Алканы, как и вещества других классов органических соединений, образуют ряд, в котором каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на группу атомов $-\text{CH}_2-$, называемую гомологической разностью, а ряд называется гомологическим. Отдельные члены ряда называются гомологами. Общая формула для гомологического ряда алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

2. Простейшим представителем алканов является метан CH_4 . В молекуле метана все связи C–H одинаково удалены друг от друга (так как атом углерода находится в состоянии sp^3 -гибридизации) и углы между связями одинаковы и равны $109^\circ 28'$. В пространстве молекула метана имеет тетраэдрическую форму.

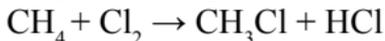
3. У углеводородов, начиная с C_3H_8 (пропана), атомы углерода в молекулах расположены зигзагообразно. Длина $C-C$ связи в молекулах алканов равна 0,154 нм.

4. Для ациклических насыщенных углеводородов (алканов) возможна только изомерия цепи (структурная изомерия). Метан, этан, пропан изомеров не имеют.

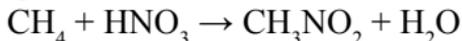
5. Алканы химически малоактивны. Невысокая реакционная способность этих углеводородов обусловлена малой полярностью связей $C-C$ и $C-H$.

6. Для нециклических насыщенных углеводородов (алканов) наиболее характерны реакции замещения водорода:

- галогенирование при облучении светом:



- нитрование:



7. Термические превращения алканов:

- крекинг (происходит с разрывом связей $C-C$ в молекулах алканов с образованием алканов и алкенов с меньшим числом атомов углерода):



- дегидрирование:

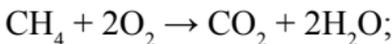


- дегидроциклизация (*n*-алканы с шестого и более углеродных атомов в присутствии катализатора способны к циклизации с образованием бензола и его производных):



8. Реакции окисления:

- полное окисление с образованием углекислого газа и воды:

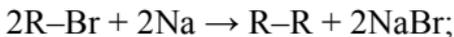


- неполное каталитическое окисление кислородом воздуха протекает с образованием альдегидов, спиртов, карбоновых кислот и др. в зависимости от условий окисления:



9. Способы получения:

- переработка нефти и попутных газов нефти;
- в лаборатории синтез алканов с увеличенным числом атомов углерода при взаимодействии галогеналканов с натрием (реакция Вюрца):



- гидрирование ненасыщенных углеводородов, сплавление солей карбоновых кислот с твердой щелочью:



- гидролиз карбида алюминия с образованием метана:



Алкены (олефины) — ненасыщенные углеводороды, в молекулах которых имеется одна двойная связь $\text{C}=\text{C}$.

1. Алкены так же, как и алканы, образуют гомологический ряд, в котором каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на гомологическую разницу $-\text{CH}_2-$. Общая формула алкенов C_nH_{2n} .

В алкенах длина связи $\text{C}=\text{C}$ равна 0,133 нм, угол связи $\text{C}=\text{C}$ равен 120° . Молекула этена (этилена) C_2H_4 имеет плоское строение, все σ -связи лежат в одной плоскости. Атомы углерода соединены между собой одной σ -связью и одной π -связью.

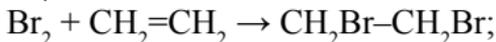
2. Для алкенов характерна структурная изомерия (изомерия цепи, положения двойной связи) и пространственная (*цис-транс*) изомерия.

Между алкенами и циклоалканами существует межклассовая изомерия.

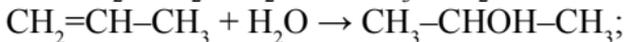
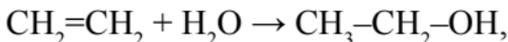
3. Температуры плавления и кипения алкенов при нормальных условиях в гомологическом ряду увеличиваются с увеличением относительной молекулярной массы.

4. Алкенам характерны реакции присоединения:

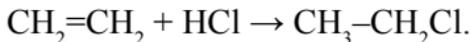
- гидрирование: $C_3H_6 + H_2 \rightarrow C_3H_8$;
- галогенирование растворами Cl_2 , Br_2 , I_2 в CCl_4 с образованием дигалогеналканов:



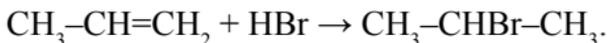
- гидратация в кислой среде с образованием спиртов:



- гидрогалогенирование с образованием моногалогеналканов:

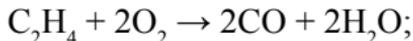


Присоединение галогеналканов к несимметричным алкенам происходит по правилу Марковникова:

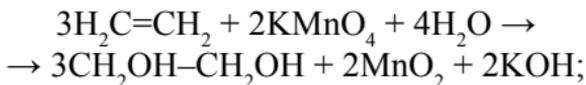


5. Реакции окисления:

- полное окисление (горение) и неполное окисление кислородом воздуха:



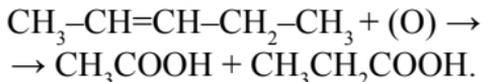
- неполное окисление под действием окислителей (перманганата калия и др.) с образованием диолов:



- каталитическое окисление кислородом с образованием этилен оксида:

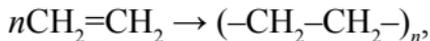


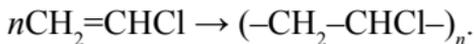
- окисление перманганатом калия в присутствии серной кислоты с разрывом углеродной цепи и образованием кислот:



6. Качественные реакции. При взаимодействии с бромной водой и раствором перманганата калия происходит их обесцвечивание. Эти реакции используются для обнаружения двойной связи в молекулах углеводородов.

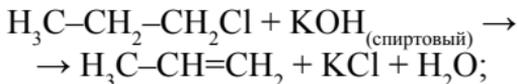
7. Реакции полимеризации:



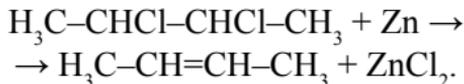


8. Получение алкенов:

- дегидратацией одноатомных насыщенных спиртов в присутствии концентрированной серной кислоты. Происходит отщепление галогеноводорода от моногалогенпроизводных алканов спиртовым раствором щелочи:



- отщепление галогенов от дигалогеналканов с атомами галогенов у соседних атомов углерода цинком или магнием:



Алкадиены (диеновые углеводороды) — это углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеются две двойные связи. Общая формула диеновых углеводородов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, где $n > 3$.

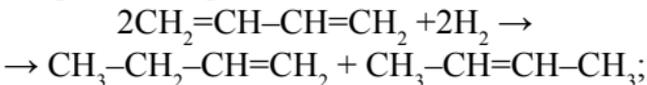
1. В зависимости от расположения в молекуле алкадиенов двух двойных связей относительно друг друга различают диены с кумулированными

связями — $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{CH}_2$ (пропадиен), с сопряженными связями — $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ (бутадиен-1,3), изолированными связями $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ (пентадиен-1,4).

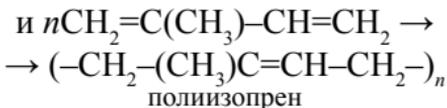
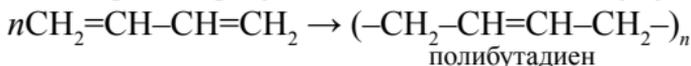
2. Наибольшее практическое значение имеют диеновые углеводороды с сопряженными связями бутадиен-1,3 (дивинил) и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен).

3. Наличие сопряженных связей в молекулах диеновых углеводородов определяет их реакционную способность:

– реакции присоединения:



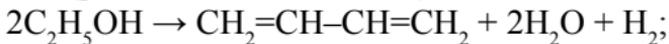
– реакции полимеризации, в результате которых образуются синтетические каучуки:



В результате вулканизации каучуков серой получается резина, которая имеет большое промышленное значение.

4. Получение алкадиенов:

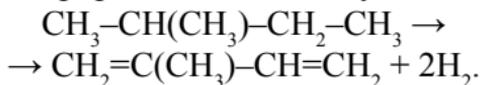
- дегидратация и дегидрирование этанола (реакция С.В. Лебедева):



- дегидрирование бутана:



- дегидрирование 2-метилбутана:



Тема 2. Углеводороды. Алкины. Арены

Содержание темы

Алкины и их номенклатура. Химические свойства алкинов: реакции присоединения водорода, галогенов. Реакции присоединения воды и галогеноводородов на примере ацетиленов. Получение ацетилена.

Бензол. Особенности электронного строения молекулы бензола и его химические свойства (реакции замещения и присоединения).

Углеводороды в природе. Переработка нефти: перегонка и крекинг. Применение углеводородов. Понятие об октановом числе бензина.

Понятия, определения, формулы, свойства

Алкины — ненасыщенные углеводороды, в молекулах которых имеется одна тройная связь $C\equiv C$. Общая формула алкинов C_nH_{2n-2} .

1. Первым представителем гомологического ряда алкинов является ацетилен (этин). Молекулярная формула ацетилена C_2H_2 , а структурная $H-C\equiv C-H$. Атомы углерода в молекуле расположены линейно и соединены между собой

одной σ -связью и двумя π -связями. Расстояние между центрами атомов углерода 0,120 нм, угол связи 180° .

Изомерия алкинов зависит от строения углеродной цепи (изомерия цепи) и положения тройной связи в углеродной цепи (изомерия положения связи). Оба вида относятся к структурной изомерии.

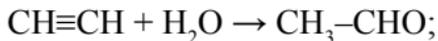
2. Между алкинами и алкадиенами существует межклассовая изомерия.

3. Для ацетилен (алкинов), как и для алкенов, характерны реакции присоединения (гидрирование, гидрогалогенирование, галогенирование, гидратация).

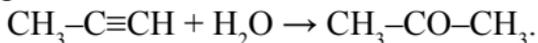
Галогенирование с образованием галогеналкенов и галогеналканов может протекать по схеме: этин \rightarrow 1,2-дибромэтен \rightarrow 1,1,2,2-тетрабромэтан. Реакция с бромной водой является качественной на алкины.

4. Реакция гидратации:

– ацетилен в присутствии солей ртути образует альдегид. Эта реакция носит название реакции Кучерова:

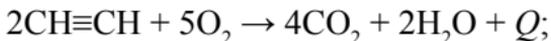


- в условиях реакции Кучерова в реакцию с водой вступают гомологи ацетилена, с образованием кетонов:

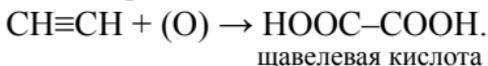


5. Реакции окисления:

- полное окисление — горение ацетилена — реакция экзотермическая. Выделяющееся тепло используется для ацетиленовой сварки металлов:



- неполное окисление растворами KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Конечным продуктом реакции являются карбоновые кислоты:



6. Ацетилен взаимодействует с аммиачным раствором оксида серебра с образованием осадка ацетиленида серебра. Часто эту реакцию рассматривают как качественную реакцию на ацетилен. Реакция с раствором KMnO_4 также является качественной на алкины.

7. Получение ацетилена:

- в промышленности:



- в лаборатории гидролизом карбида кальция:
$$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HC}\equiv\text{CH} + \text{Ca}(\text{OH})_2.$$

Арены — ароматические углеводороды, органические соединения, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец.

1. Бензол (эмпирическая формула C_6H_6) является простейшим представителем моноциклических аренов, общая формула которых $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$, где $n > 6$.

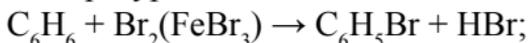
Молекула бензола представляет собой правильный плоский шестиугольник (формула Кекуле), где все связи в бензольном кольце имеют одинаковую длину 0,140 нм, а угол между связями у каждого атома углерода равен 120° . Все три σ -связи каждого атома углерода находятся в одной плоскости. Шесть p -орбиталей атомов углерода находятся в плоскости, перпендикулярной плоскости σ -связей. Каждое p -облако перекрывается с двумя соседними p -облаками (боковое перекрывание). В результате такого перекрывания шести p -облаков образуется единая π -система, т. е. осуществляется круговая делокализация электронов. Такое электронное строение бензола объясняет особенности его свойств.

2. Бензол — легкокипящая ($t_{\text{кипения}} = 80\text{ }^{\circ}\text{C}$) бесцветная нерастворимая в воде жидкость со своеобразным запахом. Бензол сильно токсичное вещество. При охлаждении он легко кристаллизуется в белую массу с температурой плавления $5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

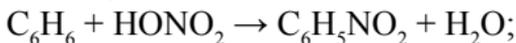
3. Для бензола и его гомологов характерны реакции замещения и реакции присоединения.

4. Реакции замещения:

- галогенирование (в присутствии катализаторов Fe, FeBr₃, AlCl₃ и др.) при комнатной температуре:



- нитрование (роль катализатора в данном случае играет концентрированная серная кислота):



- алкилирование (с образованием гомологов бензола):

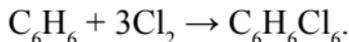


5. Реакции присоединения:

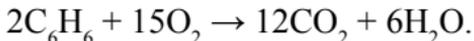
- гидрирование:



- хлорирование при ультрафиолетовом облучении с образованием гексахлорциклогексана:



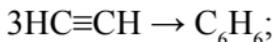
6. Реакции окисления: полное окисление:



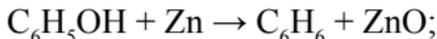
Бензольное кольцо устойчиво к действию окислителей KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7. Получение бензола:

- в промышленности — перегонкой каменноугольной смолы, переработкой продуктов ректификации нефти;
- тримеризацией ацетилена:



- в лаборатории — перегонкой фенола с порошком цинка:



- декарбоксилированием соли бензойной кислоты:



8. Другие гомологи данного гомологического ряда: $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}_3$ — метилбензол (толуол), $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{C}_2\text{H}_5$ — этилбензол, $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ — изопропилбензол (кумол) — сходны с бензолом по

физическим и некоторым химическим свойствам: нитрование, гидрирование, горение. В то же время они отличаются большей реакционной способностью и механизмом протекания некоторых реакций: галогенирование в боковой цепи (на свету), окисление перманганатом калия в кислой среде с образованием бензойной кислоты и др. Реакции замещения в более мягких условиях в положении 2, 4, 6.

9. Из кумола окислением получают фенол и ацетон (пропанон).

10. Для получения полимеров в химии широко используется стирол (винилбензол) — вещество, состав которого не соответствует общей формуле аренов, так как является более ненасыщенным, содержит в боковой цепи двойную связь: $C_6H_5 \cdot CH=CH_2$.

Тема 3. Спирты. Фенолы

Содержание темы

Насыщенные одноатомные спирты. Строение молекул и номенклатура. Химические свойства одноатомных спиртов (реакции замещения, дегидратации и окисления). Получение и применение этанола.

Понятие о многоатомных спиртах. Этиленгликоль. Глицерин: взаимодействие с гидроксидом меди (II) и азотной кислотой. Применение этиленгликоля и глицерина.

Понятие о фенолах. Фенол, строение молекулы. Химические свойства фенола: взаимодействие со щелочами, щелочными металлами и бромной водой. Применение фенола и его производных. Опасность загрязнения окружающей среды промышленными отходами, содержащими фенол.

Понятия, определения, формулы, свойства

1. **Спиртами** называются производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу ОН.

2. В зависимости от числа гидроксильных групп, замещающих атомы водорода в углеводах, различают спирты одноатомные и многоатомные.

К *многоатомным* спиртам относят спирты, в молекулах которых содержится несколько гидроксильных групп. Существуют спирты двухатомные ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$), трехатомные ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$), четырех-, пяти-, шестиатомные.

В соответствии со строением углеводородной группы различают спирты: насыщенные ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), ненасыщенные ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$), ароматические ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$).

3. Общая формула одноатомных спиртов $\text{R}-\text{H}$, где R означает углеводородную группу. Химический состав и строение спиртов выражается общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$, общая молекулярная формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

Насыщенные одноатомные спирты содержат в молекуле две полярные связи: $\text{C}-\text{O}$ и $\text{O}-\text{H}$. Полярность связи $\text{O}-\text{H}$ выше, чем связи $\text{C}-\text{O}$, поэтому атом водорода гидроксильной группы отличается от всех остальных атомов водорода алкильной группы большей подвижностью.

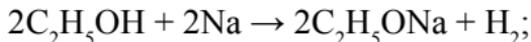
4. Некоторые физические свойства первичных спиртов, такие как агрегатное состояние, температуры кипения и плавления, относитель-

ная плотность, заметно отличаются от свойств алканов в связи с наличием межмолекулярных водородных связей. Низшие спирты хорошо растворимы в воде, так как молекулы спирта легко образуют водородные связи с молекулами воды.

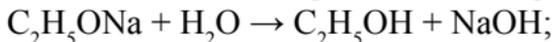
5. Реакции спиртов в зависимости от реагента и условий проведения могут протекать с разрывом связи O–H или C–O.

6. К реакциям, протекающим с разрывом связи O–H, относятся реакции замещения:

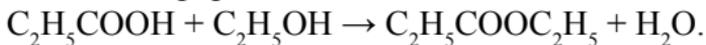
- реакции с активными металлами с образованием алкоголятов металлов:



- алкоголяты подвергаются гидролизу:

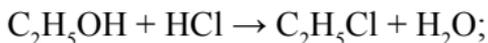


- реакции с минеральными или органическими кислотами с образованием сложных эфиров:



7. К реакциям, протекающим с разрывом связи C–O, относятся также реакции замещения:

- реакции с галогеноводородами с образованием галогеналканов:

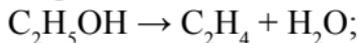


- реакции с аммиаком с образованием аминов:

$$C_2H_5OH + NH_3 \rightarrow C_2H_5NH_2 + H_2O.$$

8. К реакциям отщепления относятся реакции:

- внутримолекулярная дегидратация спиртов с образованием алкенов в присутствии концентрированной серной кислоты при нагревании реакционной смеси выше 140 °С:



- дегидрирование первичных спиртов с образованием альдегидов:

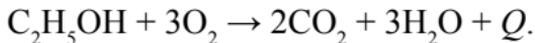


9. Окисление спиртов:

- неполное окисление первичных спиртов под действием окислителей ($K_2Cr_2O_7$, CuO , $KMnO_4$, O_2 в присутствии катализатора) приводит к образованию альдегидов:



- при горении происходит образование углекислого газа и воды:

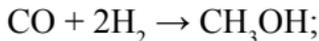


10. Получение спиртов:

- в промышленности спирты получают при соединении воды к алкенам:



- гидрированием CO:



- в лаборатории — щелочным гидролизом галогеналканов;
- гидрированием карбонильных соединений:



Многоатомные спирты — гликоли $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2$, глицерины $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}(\text{OH})_3$ — это спирты, содержащие в молекуле две и более гидроксильные группы, находящиеся при разных атомах углерода.

1. Представителем двухатомных спиртов (гликолей) является этиленгликоль (этандиол-1,2): $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$.

Это бесцветная густая жидкость, ядовитая, с водой смешивается в любых соотношениях. Простейшим представителем гомологического ряда трехатомных насыщенных спиртов (глицеринов) является глицерин:



2. Химические свойства этиленгликоля и глицерина аналогичны свойствам насыщенных одноатомных спиртов: реагируют с активными металлами, галогеноводородами, кислотами.

3. В отличие от одноатомных спиртов взаимодействуют с гидроксидами некоторых металлов. Реакция с гидроксидом меди (II) рассматривается как качественная реакция на обнаружение многоатомных спиртов. В реакциях гликолей и глицеринов со свежесажженным гидроксидом меди (II) образуется раствор ярко-синего цвета.

4. Получают глицерин при гидролизе жиров и синтетическим способом из пропена.

Фенолы относят к гидроксилпроизводным органическим соединениям, содержащим одну или несколько гидроксильных групп, связанных непосредственно с бензольным кольцом.

1. Первым представителем этого класса является фенол: C_6H_5OH , где C_6H_5 — фенильная группа.

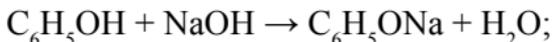
2. Под влиянием фенильной группы неподеленная электронная пара атома кислорода гидроксильной группы оказывается как бы втянутой в бензольное кольцо. В силу этого химическая связь O—H более полярна, чем в спиртах. Поэтому атом водорода в гидроксильной группе становится более подвижным и реакционноспособным, и его отрыв в процессе химических реакций становится легче.

3. Фенол проявляет слабокислотные свойства (его иногда называют «карболовая кислота»):

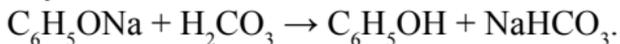
- взаимодействует с активными металлами с образованием фенолятов:



- со щелочами также образуются феноляты:

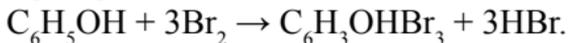


- феноляты легко разлагаются при действии кислот, даже такой слабой кислоты, как угольная кислота:



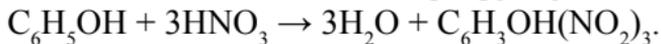
4. Гидроксильная группа также оказывает влияние на бензольное кольцо. Поэтому реакции замещения в кольце идут в наиболее активных положениях 2, 4, 6 и в более мягких условиях, чем бензола. Реакции в бензольном кольце фенола протекают легче, чем у бензола.

Реакции галогенирования (замещения), в частности бромирование, происходят легко даже при действии раствора брома в четыреххлористом углероде:



Эта реакция часто используется для качественного определения фенола.

При действии на фенол концентрированной азотной кислоты три атома водорода в бензольном кольце замещаются на нитрогруппу:



Фенол так же, как и бензол, вступает в реакцию гидрирования (реакция присоединения) с образованием циклогексанола:

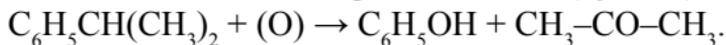


5. Фенол получают:

- из продуктов коксования каменного угля;
- синтетическим путем из хлорбензола:



- окислением изопропилбензола (кумола):



Тема 4. Альдегиды. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры

Содержание темы

Альдегиды и их номенклатура. Особенности строения карбонильной группы. Химические свойства (реакции окисления и присоединения). Получение и применение уксусного альдегида.

Карбоновые кислоты. Их номенклатура. Строение карбоксильной группы. Химические свойства: взаимодействие с металлами, основаниями, солями, спиртами. Представители карбоновых кислот: уксусная, стеариновая, олеиновая. Получение уксусной кислоты. Применение уксусной, стеариновой и олеиновой кислот.

Сложные эфиры и их номенклатура. Строение молекул. Получение сложных эфиров и их гидролиз. Применение сложных эфиров.

Жиры как представители сложных эфиров, их роль в природе и свойства. Химическая переработка жиров. Мыла.

Понятия, определения, формулы, свойства

Альдегиды относятся к органическим соединениям, молекулы которых содержат карбонильную группу, связанную с атомом водорода. Группа атомов называется альдегидной и является функциональной группой альдегидов.

1. Общая формула альдегидов R-CHO. В соответствии со строением углеводородной группы различают альдегиды: насыщенные (CH_3CHO), ненасыщенные ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CHO}$), ароматические ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$).

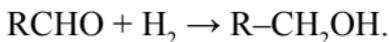
2. Изомерия насыщенных альдегидов в пределах класса представлена структурной изомерией. Первые три члена гомологического ряда — метаналь, этаналь, пропаналь — изомеров не имеют. Названия насыщенных альдегидов по систематической номенклатуре образуются от названий соответствующих алканов с добавлением суффикса *-аль*.

Альдегиды и кетоны с одинаковым числом углеродных атомов являются изомерами (пропаналь-пропанон).

3. Альдегиды чрезвычайно реакционноспособные вещества. Многие реакции протекают без нагревания и повышения давления. Особенно характерны для альдегидов реакции, которые протекают с участием карбонильной группы. Для альдегидов характерны реакции присоединения и окисления.

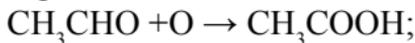
4. Присоединение водорода (гидрирование) с образованием первичных спиртов. Реакцию при-

соединения водорода к альдегидам называют восстановлением:

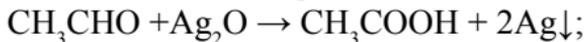


5. Альдегиды окисляются до карбоновых кислот окислителями:

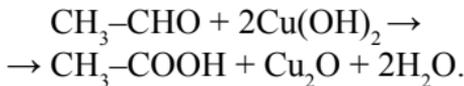
- бихроматом калия, перманганатом калия, кислородом воздуха в присутствии катализатора:



- аммиачным раствором оксида серебра (I). Взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра (I) — «реакция серебряного зеркала» — протекает при нагревании. Это качественная реакция на альдегиды:

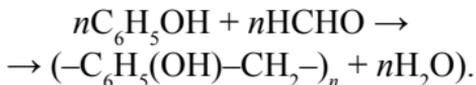


- взаимодействие со свежеприготовленным гидроксидом меди (II) при слабом нагревании. Данная реакция также считается качественной на альдегидную группу:



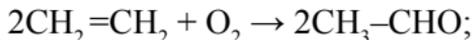
6. Формальдегид при нагревании в щелочной среде реагирует с фенолом с образованием высокомолекулярных фенолформальдегидных смол.

В результате реакции поликонденсации образуются высокомолекулярный продукт и низкомолекулярный — вода:

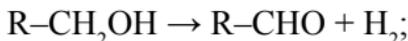


7. Получают альдегиды:

- реакциями окисления алкенов в присутствии катализатора солей палладия:



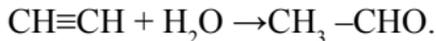
- каталитическим дегидрированием первичных спиртов в присутствии меди или платины:



- гидролизом дигалогеналканов, содержащих атомы галогена при первичном атоме углерода:



- окислением спиртов, гидратацией ацетилена в присутствии солей ртути (II) (реакция Кучерова):



Карбоновые кислоты — это органические вещества, в молекулах которых содержится одна

или несколько функциональных групп (карбок- сильных $-\text{COOH}$), соединенных с углеводород- ной группой (или с водородом в случае муравьи- ной кислоты HCOOH).

1. Разнообразие кислот обусловлено как стро- ением углеводородной группы, так и числом функциональных групп в молекуле. Карбоновые кислоты бывают насыщенные, ненасыщенные, ароматические. В зависимости от числа карбок- сильных групп в молекуле карбоновые кислоты, как и неорганические, подразделяются на одно- основные, двухосновные и трехосновные.

2. Насыщенные одноосновные карбоновые кислоты — это органические вещества, в моле- кулах которых содержится одна функциональная карбок- сильная группа $-\text{COOH}$, соединенная с ал- кильной группой или водородом (в случае мура- вьиной кислоты HCOOH).

3. Химический состав насыщенных кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, строение кислот выражается общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ (или $\text{R}-\text{COOH}$). Функ- циональная группа кислот сочетает в себе кар- бонильную (CO) и гидроксильную (OH) группы.

4. Кислоты проявляют как общекислотные свойства за счет ионов водорода (с металлами, основными оксидами, основаниями, солями), так и присущие только карбоновым кислотам (реакции со спиртами, галогенирования).

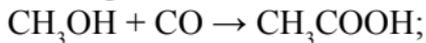
5. *Муравьиная кислота*. В составе муравьиной кислоты можно также выделить альдегидную группу наряду с карбоксильной, потому она вступает не только в реакции, характерные для карбоновых кислот, но и для альдегидов. Она легко окисляется аммиачным раствором оксида серебра (I) и гидроксидом меди (II) до углекислого газа ($\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$). Муравьиная кислота под действием концентрированной серной кислоты разлагается на оксид углерода (II) и воду.

6. Получают кислоты:

- в промышленности окислением алканов кислородом воздуха в присутствии катализатора:

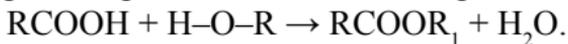


- окислением альдегидов и первичных спиртов;
- карбонилированием метанола:



- в лаборатории окислением первичных спиртов и альдегидов;
- гидролизом галогензамещенных углеводов, содержащих три атома галогена у одного атома углерода;
- гидролизом сложных эфиров;
- гидротацией ангидридов кислот.

Сложные эфиры образуются в результате взаимодействия органических или минеральных кислородсодержащих кислот со спиртами:



Жиры можно рассматривать как частный пример сложных эфиров.

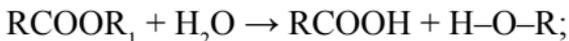
1. Сложные эфиры изомерны насыщенным одноосновным кислотам и имеют общую формулу состава $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$. Названия сложных эфиров состоят из сочетания названий спиртов и соответствующих кислот: изопропилэтаноат, метилбутаноат, этилбензоат и т.д.

2. Сложные эфиры, образованные низшими карбоновыми кислотами, летучи, малорастворимы или практически нерастворимы в воде. Многие имеют приятный запах. Сложные эфиры, образованные высшими насыщенными карбоновыми

ми кислотами, — воскообразные вещества, без запаха, в воде нерастворимы.

3. Важнейшее химическое свойство сложных эфиров — *гидролиз*:

- в присутствии разбавленных кислот образуются исходные кислоты и спирты:

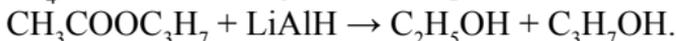


- в результате щелочного гидролиза образуются соль карбоновой кислоты и спирт:



- ферментативный гидролиз, например, жиров приводит к образованию спирта (глицерина) и карбоновых кислот.

4. Восстанавливаются сложные эфиры водородом и другими восстановителями (LiAlH_4 , NaBH_4) до соответствующих спиртов:



5. **Жиры** можно рассматривать как сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот. В образовании молекул триглицеридов могут участвовать как одинаковые, так и разные карбоновые кислоты, в основном с неразветвленной углеродной цепью, и, как правило, содержащей четное число атомов углерода от 4 до 26.

В жирах наиболее часто встречаются остатки таких кислот, как стеариновая, пальмитиновая, олеиновая, линолевая, линоленовая.

6. Триглицериды обычно являются твердыми веществами или вязкими жидкостями. Все жиры легче воды и в ней не растворяются. Температуры плавления жиров зависят от содержания в них остатков насыщенных кислот, длины и пространственного строения углеводородной группы.

7. Для жиров характерна реакция гидролиза. Гидролиз может быть водный — при высоких температуре и давлении; щелочной — под действием щелочей; кислотный — в присутствии неорганической кислоты в качестве катализатора, ферментативный. В зависимости от условий осуществления гидролиза получают или карбоновые кислоты и глицерин, или соли карбоновых кислот и глицерин.

8. Для жидких жиров, содержащих остатки ненасыщенных кислот, характерны реакции присоединения: гидрирование и галогенирование. Жидкие жиры окисляются на воздухе.

9. Натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот называются мылами: $C_{17}H_{35}COONa$ (стеарат натрия, твердое мыло), $C_{17}H_{35}COOK$ (стеарат калия, жидкое мыло).

Тема 5. Углеводы. Азотсодержащие органические вещества

Содержание темы

Углеводы, их классификация. Моносахариды. Глюкоза, строение молекулы и получение. Физические и химические свойства (реакция окисления и восстановления). Спиртовое брожение глюкозы.

Сахароза, ее гидролиз. Сахароза в природе.

Крахмал и целлюлоза, строение молекул, химические свойства. Применение крахмала, целлюлозы и производных целлюлозы.

Азотсодержащие органические соединения. Амины — органические основания. Физические и химические свойства аминов. Анилин. Получение и применение анилина и аминов. Понятие об амидных волокнах. Аминокислоты — органические амфотерные соединения. Химические свойства, получение аминокислоты. Понятие о белках как высокомолекулярных веществах. Строение и свойства белков. Качественные реакции на белки.

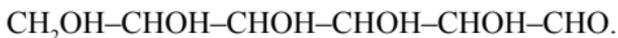
Понятия, определения, формулы, свойства

Углеводы — природные многофункциональные органические соединения. Углеводы в зависимости от строения можно разделить на моносахариды, дисахариды, полисахариды.

Моносахариды — это такие углеводы, которые не могут гидролизироваться с образованием более простых углеводов. Общая формула моносахаридов $C_n \cdot nH_2O$.

1. Моносахариды по числу атомов углерода делятся на тетразы $C_4H_8O_4$, пентозы $C_5H_{10}O_5$ (рибоза), гексозы $C_6H_{12}O_6$ (глюкоза, фруктоза).

2. Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ существует в ациклической (линейной) и циклической формах. Структурная формула глюкозы линейной формы имеет вид:

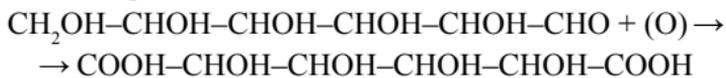


В состав такой молекулы входят пять гидроксильных и одна альдегидная группа. Такая форма глюкозы существует только в растворе. В твердом состоянии глюкоза существует в циклической α - и β -формах. Глюкоза в α - и β -формах является пространственным изомером.

3. Молекулярная формула $C_6H_{12}O_6$ соответствует изомеру глюкозы — фруктозе, которая отличается от глюкозы наличием кетонной группы:



проходит с окислением атома шестого углерода образованием двухосновной глюконовой кислоты:



- взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) без нагревания является качественной реакцией на глюкозу как многоатомный спирт. В результате реакции образуется темно-синий раствор;
- *брожение* — процесс расщепления глюкозы под влиянием ферментов. Для глюкозы возможно спиртовое, маслянокислое, молочнокислое, лимоннокислое брожение.

5. В природе глюкоза образуется в результате важнейшего процесса — фотосинтеза.

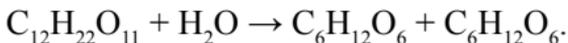
Дисахариды. *Дисахариды* при гидролизе образуют две молекулы моносахаридов.

1. Важнейшие дисахариды — сахароза, мальтоза, лактоза. Они имеют одинаковую молекулярную формулу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, но различное строение, и являются изомерами.

2. Сахароза (свекловичный или тростниковый сахар) является важнейшим представите-

лем дисахаридов, так же, как и лактоза (молочный сахар), мальтоза (солодовый сахар). Формула дисахаридов $C_{12}H_{22}O_{11}$. Молекула сахарозы состоит из циклических форм остатков глюкозы и фруктозы. В составе молекулы имеется 8 гидроксильных групп (ОН).

3. Гидролиз происходит при нагревании в присутствии разбавленной серной кислоты или под действием ферментов:



4. С гидроксидом меди (II) растворы дисахаридов дают синее окрашивание, что подтверждает наличие гидроксогрупп в составе молекулы, взаимодействуют с взвесью гидроксида кальция (обесцвечивают известковое молоко), образуя в растворе молекулярные комплексы.

5. Дисахариды, как и все углеводы, обугливаются концентрированной серной кислотой.

Полисахариды. При гидролизе дают большое число молекул моносахаридов. Важнейшие природные полисахариды — крахмал и целлюлоза. Они имеют одинаковый состав $(C_6H_{10}O_5)_n$, но различное строение.

1. Крахмал — это природное высокомолекулярное соединение. Молекулярная формула крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$. Его молекулы состоят из многократно повторяющихся элементарных звеньев остатков циклической формы α -глюкозы $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Макромолекулы крахмала имеют разветвленное и линейное строение. Относительная молекулярная масса крахмала от 100 тысяч до 1 миллиона.

2. Растительный крахмал образован крахмальными зёрнами, которые набухают и разрушаются в воде с образованием крахмального клейстера. Животный крахмал гликоген имеет разветвленные молекулы, содержится в клетках печени.

3. Гидролиз происходит при каталитическом действии серной кислоты или под воздействием ферментов. В результате гидролиза получается глюкоза:

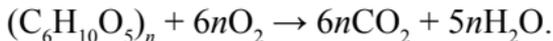


Гидролиз крахмала идет постепенно: сначала образуются продукты с меньшим числом структурных звеньев, чем у крахмала (декстрины), затем дисахарид мальтоза, и конечным про-

дуктом является α -глюкоза. При действии раствора иода на крахмал образуется соединение синевioletового цвета. Эта реакция является качественной реакцией на крахмал.

4. Целлюлоза, как и крахмал, является природным высокомолекулярным соединением. Молекулярная формула целлюлозы $(C_6H_{10}O_5)_n$ — как у крахмала. Ее молекулы состоят из многократно повторяющихся элементарных звеньев — остатков циклической формы β -глюкозы, соединенных в пространстве иначе, чем остатки α -глюкозы в молекуле крахмала. Несмотря на одинаковый молекулярный состав, целлюлоза и крахмал — разные вещества.

5. Целлюлоза хорошо горит на воздухе с выделением теплоты:

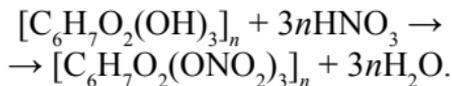


Гидролиз целлюлозы протекает ступенчато в присутствии разбавленной серной кислоты:



Взаимодействие с неорганическими и органическими кислотами приводит к образованию сложных эфиров.

6. Практическое значение среди таких реакций этерификации имеют реакции целлюлозы с уксусной кислотой (или ангидридом уксусной кислоты) с образованием триацетатцеллюлозы (искусственный шелк) и с азотной кислотой с образованием тринитроцеллюлозы (пироксилин):



Азотсодержащие вещества

Амины — это органические соединения, которые можно рассматривать как производные аммиака, в молекулах которого атомы водорода замещены на углеводородные группы.

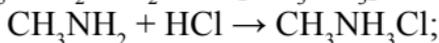
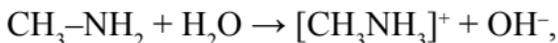
1. Различают амины первичные NH_2CH_3 , вторичные $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, третичные $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ по числу углеводородных групп, замещающих атомы водорода в молекуле аммиака. В случае первичных аминов одновалентный остаток аммиака $-\text{NH}_2$ называется аминогруппой.

2. Общая формула первичных аминов $\text{R}-\text{NH}_2$. В зависимости от строения углеводородной группы различают амины: насыщенные ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$), ароматические ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$).

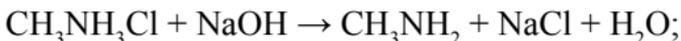
3. Изомерия насыщенных алифатических аминов зависит от строения углеродной цепи и положения функциональной группы. Оба вида изомерии относятся к структурной изомерии. Существует также изомерия между типами аминов. Например, вторичный амин $C_2H_5-NH-C_2H_5$ изомерен первичному $CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$.

4. Химические свойства аминов обусловлены прежде всего наличием неподеленной электронной пары у атома азота функциональной группы.

5. Амины являются органическими основаниями:



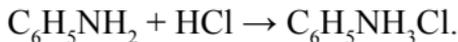
– из солей аммония щелочи вытесняют амины, являясь более сильными основаниями:



– амины горят на воздухе:



6. Ароматический амин фениламин $C_6H_5NH_2$ (анилин) проявляет основные свойства. Он взаимодействует с неорганическими кислотами, образуя соли фениламмония:

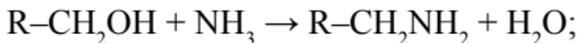


7. Анилин — более слабое основание, чем насыщенные ациклические амины, в силу влияния бензольного кольца на аминогруппу.

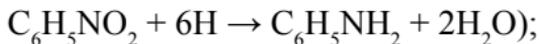
8. Анилин легко бромруется даже бромной водой, образуя при этом белый осадок 2,4,6-триброманилина. В этом случае проявляется влияние аминогруппы на бензольное кольцо.

9. Получение аминов:

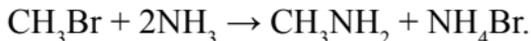
– аминирование спиртов:



– восстановление ароматических нитросоединений (реакция Зинина):



– аминирование галогеналканов:

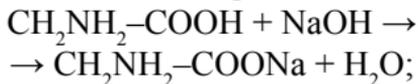


Аминокислоты (моноаминокарбоновые) — это производные углеводов, содержащие аминогруппы ($-NH_2$) и карбоксильные группы: $CH_3CHNH_2CH_2COOH$ — 3-аминобутановая кислота, $CH_2NH_2CH_2CH_2COOH$ — 4-аминобутановая кислота.

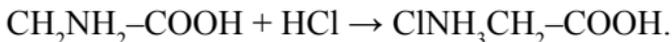
1. Химическое строение аминокислот выражается общей формулой $R-COOH$.

2. Аминокислоты относят к амфотерным веществам, так как они взаимодействуют:

– с основаниями с образованием солей:

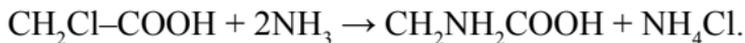


– с кислотами с образованием солей:



3. Аминокислоты взаимодействуют друг с другом с образованием пептидов. Группа атомов NH–CO называется пептидной (или амидной) группой, а связь между атомами углерода и азота называется пептидной связью.

4. Получают аминокислоты гидролизом белков или замещением атома галогена на аминогруппу в α -галогензамещенных карбоновых кислотах:



Белки — высокомолекулярные природные полимеры, построенные из остатков α -аминокислот.

1. Остатки α -аминокислот соединены между собой пептидными связями: –CO–NH–. Белковые молекулы могут содержать от ста до нескольких сотен, а иногда и более тысячи аминокислотных

остатков. Белки — сложные органические образования. Различают четыре уровня организации белковых молекул. В органической химии их называют первичной, вторичной, третичной и четвертичной структурами белков.

2. Белки вступают в различные химические реакции: этерификации, алкилирования, нитрования, образуют соли как с кислотами, так и с основаниями, благодаря разнообразному составу аминокислотных остатков аминокислот, из которых они построены.

3. Белки подвержены гидролизу. Кислотный, щелочной и ферментативный гидролиз белков в итоге приводит к получению аминокислот. Денатурация белков проходит под действием сильных кислот и щелочей, солей тяжелых металлов, радиоактивного излучения, при сильном нагревании. В процессе денатурации происходит разрушение третичной структуры белков, и они теряют свойственные им качества.

4. Цветные реакции на белки. Белки дают ряд цветных реакций, обусловленных наличием в их составе определенных аминокислотных остатков или химических группировок:

- к важнейшим цветным реакциям относится универсальная биуретовая реакция. Она указывает на наличие в белках пептидной связи:

Белок + $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ сине-фиолетовое
окрашивание

- ксантопротеиновая реакция указывает на наличие ароматических колец в остатках аминокислот:

Белок + HNO_3 (конц.) \rightarrow желтое окрашивание

- реакция на определение остатков аминокислот, содержащих серу:

Белок + $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ черное
окрашивание

Приложение 1

Тривиальные названия некоторых веществ, смесей и сплавов

Индивидуальные вещества

Алюмокалиевые квасцы	$\text{KA1}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Аммиачная селитра	NH_4NO_3
Аммофос	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
Бертолетова соль	KClO_3
Веселящий газ	N_2O
Гашеная известь	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем, каолин	Al_2O_3
Гематит	Fe_2O_3
Гипс двухводный	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Едкий натр	NaOH

Едкое кали	KOH
Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Жженая магнезия	MgO
Известковая селитра	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Индийская селитра	KNO_3
Кальцинированная сода	Na_2CO_3
Карборунд	SiC
Калийная соль	KCl
Каустическая сода (каустик)	см. Едкий натр
Квасцы алюмокалиевые	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Кремнезем	SiO_2
Криолит	$3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$
Медный купорос	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Магнетит	Fe_3O_4
Магнезит	MgCO_3

Мел, известняк, мрамор	CaCO_3
Мочевина	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
Мыло твердое	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$
Нашатырь	NH_4Cl
Нашатырный спирт	NH_4OH (концентрированный водный раствор аммиака)
Негашеная известь	CaO
Олеум	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$
Поваренная соль, галит, каменная соль	NaCl
Поташ	K_2CO_3
Сернистый газ	SO_2
Сода кристаллическая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (т)
Стекло	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$
Сода питьевая	NaHCO_3
Сухой лед	CO_2 (т)

Сильвинит	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$
Титановые белила	TiO_2
Углекислый газ	CO_2
Угарный газ	CO
Цинковые белила	ZnO
Чилийская селитра	NaNO_3

Смеси веществ

Бромная вода — водный раствор брома (содержит HBrO и HBr).

Бронза — сплав меди, цинка, олова.

Дуралюмин — сплав алюминия, меди, магния, марганца и др.

Жидкое стекло — водный раствор силикатов натрия и калия.

Известковая вода — насыщенный водный раствор гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Купоросное масло — техническая концентрированная серная кислота H_2SO_4 .

Плавиновая кислота — водный раствор HF .

Сероводородная вода — водный раствор H_2S .

Синильная кислота — водный раствор HCN.

Силумин — сплав кремния и алюминия.

Соляная кислота — водный раствор HCl.

Хлорная вода — водный раствор хлора (содержит HClO и HCl).

Царская водка — смесь 1 объема концентрированной азотной кислоты HNO₃ и 3 объемов концентрированной соляной кислоты.

Приложение 3

Основы номенклатуры химических веществ

(Е.И. Василевская)

Термины — это названия общих понятий, в которых отображаются существенные признаки целого класса однородных объектов (металл, галоген, кислота, оксид и т.д.).

Номенклатурное наименование служит для обозначения единственного объекта. Таким единственным объектом может быть, например, вещество, встречающееся в природе, полученное в лаборатории или выпускаемое промышленностью под одним и тем же названием (золото, сера и т.д.). В основу номенклатуры неорганических веществ положен их *состав*.

Химическая номенклатура складывается из *формул* (изображение состава веществ с помощью символов химических элементов, числовых индексов и других знаков) и *названий* (изображения состава вещества с помощью слова или группы слов). Переход от химических формул к названиям (и наоборот) определяется системой номен-

клатурных правил. Для некоторых химических элементов, в основном известных с древнейших времен, наряду с латинскими названиями, первая (или две первые) буква которых совпадает с химическим символом элемента, сохраняются и *национальные названия* (например, Cu — купрум, по-русски — медь; Na — натриум, по-русски — натрий, по-английски — *sodium*). Для ограниченного числа распространенных кислот и их солей используются *традиционные названия*, например HNO_3 — азотная кислота, хотя такие названия точного представления о составе не дают и для перехода от них к формулам требуется запоминание и практический опыт. По правилам ИЮПАК допускается использование небольшого числа *специальных названий*, таких как вода, аммиак, гидразин, аммоний.

В технической литературе и лабораторно-заводской практике часто применяют *тривиальные названия*, например сода, едкий натр, медный купорос, соляная кислота и др. Кроме того, в химических текстах иногда приводят *минералогические названия* веществ, например кварц, апатит, пирит, цинковая обманка и др.

Химические элементы

Символы и наименования химических элементов приведены в периодической таблице. В русском языке для сурьмы, меди, серебра, серы, золота, углерода, железа, свинца, олова и некоторых других элементов сохраняются национальные названия. Произношение символов большинства элементов соответствует их русским названиям, например: Al — алюминий; Br — бром; Ca — кальций; K — калий; Se — селен. *Исключения:* C — це; H — аш; S — эс; N — эн; O — о; P — пэ.

По традиции (для благозвучия) чтение символов десяти элементов проводится по их латинским названиям: Ag — аргентум; Hg — гидраргирум; As — арсеникум; Pb — плюмбум; Au — аурум; Sb — стибium; Cu — купрум; Si — силициум; Fe — феррум; Sn — станнум.

ИЮПАК одобрил следующие **названия групп элементов** периодической системы:

- щелочные металлы — все *s*-элементы IA группы;
- щелочноземельные металлы — *s*-элементы IIА группы: Ca, Sr, Ba, Ra;

- халькогены — элементы VIA группы;
- галогены — элементы VIIA группы;
- благородные газы — элементы VIIIA группы (название «инертные газы» устарело после получения соединений этих элементов);
- лантаноиды (или лантаниды) — *f*-элементы шестого периода;
- актиноиды (или актиниды) — *f*-элементы седьмого периода;
- редкоземельные металлы — элементы IIIB группы (Sc, Y и лантаниды).

Применяются иногда и другие *общие названия элементов в группах*, например семейство железа — Fe, Co, Ni; семейство платины — Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt. Все элементы В-групп называются переходными элементами.

Простые вещества

Формула простого (одноэлементного) вещества записывается символом соответствующего элемента с указанием числа атомов в формульной единице (цифра 1 опускается): Na, Mg, Fe, Al, As, Se, Kr, H₂, N₂, O₃, P₄, S₈, C₆₀. Числовые ин-

дексы в формулах многоатомных веществ читаются как количественные числительные в именительном падеже: Br_2 — бром-два, P_4 — пэ-четыре, S_8 — эс-восемь, C_{60} — це-шестьдесят.

Название простого вещества совпадает, как правило, с названием соответствующего элемента: Na — натрий; Si — кремний; Cl_2 — хлор; N_2 — азот.

Для различения одноатомных и многоатомных простых веществ одного элемента в систематических названиях используют числовые приставки: 1 — моно; 2 — ди; 3 — три; 4 — тетра; 5 — пента; 6 — гекса; 7 — гепта; 8 — окта; 9 — нона; 10 — дека; 11 — ундека; 12 — додека. Неопределенное число n обозначается в названиях приставкой «поли», например, Se_n — полиселен. Приставка «моно» (один) обычно не используется, исключение составляют те случаи, когда данное вещество при нормальных условиях не существует в моноатомном состоянии. Например, H — моноводород, но He — гелий.

Аллотропные модификации простого вещества, как правило, имеют названия того элемента, из которого они образованы. При обозначении

нии модификации используют греческие буквы: α (альфа), β (бэ́та), γ (гамма), например α -селен, β -селен. Для распространенных простых веществ чаще используют традиционные и специальные названия: O_2 — молекулярный кислород, O_3 — озон; P_4 — белый фосфор, P_n — красный фосфор; S_8 — кристаллическая сера, S_n — аморфная сера. Аллотропные модификации углерода традиционно называют *алмаз*, *графит*, *карбин* и *фуллерен*.

Катионы и анионы

Названия простых **катионов** совпадают с названиями тех элементов, от которых они образованы. Обычно к названию элемента добавляют слово «катион» или «ион», например: Li^+ — ион лития. Для катионов элементов, у которых возможны различные степени окисления, обычно указывают степень окисления элемента римскими цифрами в круглых скобках после названия катиона, например, Fe^{2+} — катион железа (II). Единственная степень окисления не указывается, но подразумевается.

Многоатомные катионы, которые получают при добавлении к нейтральным молекулам одного или большего числа протонов, называют, добавляя суффикс *-оний* к названию нейтральной молекулы или корню элемента: NH_4^+ — аммоний, PH_4^+ — фосфоний и др. Ион H_3O^+ называют гидроксоний-ионом. Катионы металлов, связанные с ионами OH , называют так: AlOH^{2+} — катион гидроксоалюминия, FeOH^+ — катион гидроксожелеза (II).

Для построения систематических названий **одноэлементных анионов** используются корни (иногда усеченные) русских или латинских наименований элементов с добавлением суффикса *-ид* и слова *ион* (через дефис), например Cl^- — хлорид-ион. Для одноэлементных многоатомных анионов в названии указывают число атомов с помощью числовых приставок: I_3^- — триодид-ион. Некоторые одноэлементные анионы сохраняют тривиальные названия, например O_3^{2-} — озонид-ион, O_2^{2-} — пероксид-ион, N_3^- — азид-ион и др.

Названия **многоэлементных анионов**, как правило, имеют суффикс *-ат*. Для наименования

ряда анионов применяют корни латинских наименований элементов:

Ag, серебро	аргентат
As, мышьяк	арсенат
Au, золото	аурат
C, углерод	карбонат
Cu, медь	купрат
Fe, железо	феррат
Hg, ртуть	меркурат
Mn, марганец	манганат
N, азот	нитрат
Pb, свинец	плюмбат
S, сера	сульфат
Sb, сурьма	стибат
Si, кремний	силикат
Sn, олово	станнат

Существует немногочисленная группа многоэлементных анионов, имеющих окончание *-ид*, например, CN^- — цианид, OH^- — гидроксид. Следует подчеркнуть, что ион OH^- не называ-

ют гидроксилом, это название оставляют за нейтральной или положительно заряженной группой ОН вне зависимости от того, свободна она или является заместителем.

Иногда употребляются названия анионов с суффиксом *-ит* для низших степеней окисления элементов, образующих оксокислоты: SO_3^{2-} — сульфит, NO_2^- — нитрит и др.

Сложные вещества

В формуле сложного вещества на первом месте слева записывают обозначение электроположительной составляющей (реального или условного катиона), а за ним — обозначение электроотрицательной составляющей (реального или условного аниона), например: Na_2O , SF_6 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Исключения составляют соединения азота с водородом, написание формул которых традиционно обратное: NH_3 , N_2H_4 .

Условные или реальные катионы и анионы могут быть простыми (одноэлементными) или сложными (многоэлементными), они могут содержать как металлические, так и неметаллические элементы. При наличии в веществе двух

химически разных катионов и/или анионов их расставляют либо слева направо по периоду (вне зависимости от номера периода), либо снизу вверх по группе; у сложных составляющих принимают во внимание первые (слева) элементы их формул, например: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Pb}(\text{Cl})\text{F}$, KMgCl_3 . Формула простой составляющей предшествует формуле сложной составляющей с тем же первым (слева) элементом: $\text{FeO}(\text{OH})$. Символы атомов одного элемента в разных степенях окисления перечисляются по мере повышения последней: $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$. При необходимости (например, в учебных целях) в формулах можно указывать степени окисления всех или некоторых элементов.

Для широко известных сложных веществ ИЮПАК разрешает использовать *специальные названия*:

AsH_3	арсин
B_2H_6	диборан
HBr	бромоводород
HCN	циановодород

HCl	хлороводород
HF	фтороводород
HI	иодоводород
H ₂ O	вода
H ₂ S	сероводород
H ₂ Se	селеноводород
NH ₃	аммиак
N ₂ H ₄	гидразин
NH ₂ OH	гидроксиламин
SiH ₄	силан и др.

Для некоторых кислородсодержащих кислот и их анионов в русскоязычной номенклатуре используются *традиционные названия*, например:

HBrO BrO ⁻	бромноватистая гипобромит
HBrO ₃ BrO ₃ ⁻	бромноватая бромат
HBrO ₄ BrO ₄ ⁻	бромная пербромат

H_2CO_3 CO_3^{2-} HCO_3^-	угольная карбонат гидрокарбонат
HClO ClO^-	хлорноватистая гипохлорит
HClO_2 ClO_2^-	хлористая хлорит
HClO_3 ClO_3^-	хлорноватая хлорат
HClO_4 ClO_4^-	хлорная перхлорат
H_2CrO_4 CrO_4^{2-}	хромовая хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромовая (кислота не существует) дихромат
HMnO_4 MnO_4^{2-}	марганцовая (кислота не существует) перманганат
HPO_3 PO_3^-	метафосфорная метафосфат
H_3PO_4 PO_4^{3-} HPO_4^{2-} H_2PO_4^-	ортофосфорная ортофосфат гидроортофосфат дигидроортофосфат

Гидраты. В формуле гидрата между формулами безводного вещества и воды ставится соединительная точка. Название гидрата складывается из группового слова *гидрат* с указанием числа молекул воды и названия безводного вещества (в родительном падеже). Примеры:

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	(моно)гидрат аммиака
$\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	(моно)гидрат диоксида углерода
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	тетрагидрат нитрата кальция
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	декагидрат карбоната натрия

ЛИТЕРАТУРА

1. *Ахметов Н.С.* Химия: 10–11 класс: учебное пособие. — М., 1996.

2. *Барковский Е.В.* Неорганическая химия: пособие-репетитор. — Мн.: Аверсэв, 2008.

3. *Гузей Л.С.* Химия. 11 класс: учебник / Л.С. Гузей, Р.П. Суровцева, Г.Г. Лысова. — М.: Дрофа, 2003.

4. *Егоров А.С.* Химия: пособие-репетитор для поступающих в вузы. — Ростов-на-Дону: Феникс, 2003.

5. *Ельницкий А.П.* Химия: 11 класс / А.П. Ельницкий, Е.И. Шарапа. — Мн.: Народная асвета, 2008.

6. *Лахвич Ф.Ф.* Химия в таблицах и схемах / Ф.Ф. Лахвич, О.М. Травникова. — Мн.: Аверсэв, 2009.

7. *Лидин Р.А.* Химия. Дидактические материалы: учеб. пособие. — М.: Дрофа, 1999.

8. *Потанов В.М.* Органическая химия: 10–11 класс. — М.: Просвещение, 1991.

9. *Сечко О.И.* Химия: пособие для подготовки к экзамену и централизованному тестированию / О.И. Сечко, Е.И. Шарапа. — Мн.: Аверсэв, 2006.

10. Химия: 10 класс: учебное пособие / И.Е. Шиманович [и др.]. — Мн.: Народная асвета, 2008.

11. Химия. Тематические тесты, задачи и упражнения для подготовки к централизованному тестированию / В.Н. Бурдь [и др.]. — Мн.: Аверсэв, 2009.

12. *Шиманович И.Е.* Химия: 8 класс: учебное пособие / И.Е. Шиманович, Е.И. Василевская, О.И. Сечко. — Мн.: Народная асвета, 2012.

Справочное издание

Сечко Ольга Ивановна

**КАРМАННЫЙ СПРАВОЧНИК
ПО ХИМИИ**

Ответственные редакторы *Оксана Морозова,
Наталья Калиничева*
Технический редактор *Галина Логвинова*

Сдано в набор 20.06.2012.

Подписано в печать 20.09.2012.

Формат 60×90^{1/32}. Бумага тип. № 2.

Гарнитура Таймс. Тираж 2500 экз. Зак. №

ООО «Феникс»

344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80