

## СОДЕРЖАНИЕ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ	2
ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ	4
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	4
ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	4
ОКСИДЫ	5
КИСЛОТЫ	7
ОСНОВАНИЯ	9
СОЛИ	11
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	13
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	17
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	17
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	19
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ	
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА	21
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	24
РАСТВОРЫ	29
ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ (С. АРРЕНИУС, 1887 Г.)	31
МЕТАЛЛЫ	34
ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ	34
ПОДГРУППА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ (ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА I ГРУППЫ)	37
КАЛЬЦИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	39
АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	40
ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	42
ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ О НЕМЕТАЛЛАХ	44
ВОДОРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	45
ВОДА И ЕЕ СВОЙСТВА	46
ПОДГРУППА ГАЛОГЕНОВ (ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА VII ГРУППЫ)	47
ХЛОР И ЕГО СВОЙСТВА	47
СОЕДИНЕНИЯ ХЛОРА	48
ФТОР, БРОМ, ИОД	49
ПОДГРУППА КИСЛОРОДА (ХАЛЬКОГЕНЫ, ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА VI ГРУППЫ)	50
КИСЛОРОД И ЕГО СВОЙСТВА	50
СЕРА КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО И ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ	51
СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ	52
ПОДГРУППА АЗОТА (ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА V ГРУППЫ)	54
АЗОТ И ЕГО СВОЙСТВА	54
СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА	55
СОЛИ АММОНИЯ	56
ОКСИДЫ АЗОТА	56
ФОСФОР КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО	58
СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА	58
ПОДГРУППА УГЛЕРОДА (ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА IV ГРУППЫ)	59
УГЛЕРОД КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО, ЕГО СВОЙСТВА	60
СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА	61
КРЕМНИЙ КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО	62
СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ	62
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	63
ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ (А. М. БУТЛЕРОВ)	63
УГЛЕВОДОРОДЫ	64
НАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ)	64
ЦИКЛОАЛКАНЫ, ИЛИ ЦИКЛОПАРАФИНЫ (C <sub>n</sub> H <sub>2n</sub> )	67
НЕНАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ	68
АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)	72
КИСЛОРОДОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	75
СПИРТЫ	76
ФЕНОЛЫ	80
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ	83
УГЛЕВОДЫ	87
АМИНОКИСЛОТЫ	89
АЗОТОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	90
АМИНЫ	90
АМИНОКИСЛОТЫ	91
БЕЛКИ	92
РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ	94
РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ	94
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ	94
ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	94
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ	94
ТИПИЧНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	95
ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕКОТОРЫХ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	96
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА	97
РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ	98

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

**Атом** — наименьшая, химически неделимая частичка вещества.

**Молекула** — это наименьшая частичка вещества, сохраняющая его химические свойства.

**Вещество** — это определённый вид материи, который имеет при данных условиях определённые физические и химические свойства.

**Ионы** — это заряженные частички вещества, которые образовались из атомов или групп атомов вследствие утраты ими или присоединения к ним электронов.

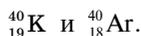
**Радикалы** — это частички, имеющие неспаренные электроны.

**Химический элемент** — это тип атомов с одинаковым протонным числом.

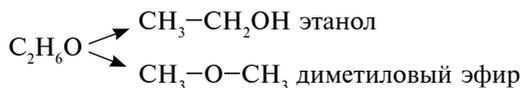
**Изотопы** — разновидности атомов определённого элемента, имеющие одинаковое протонное число, но разное нуклонное число.



**Изобары** — разновидности атомов элементов, имеющие одинаковое нуклонное число, но разное протонное число.



**Изомеры** — это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав молекул, но разное строение, и поэтому разные физические и химические свойства. Например:



**Гомологи** — это вещества, имеющие схожее строение молекул и схожие химические свойства, но отличающиеся по составу молекул на одну или несколько групп —  $\text{CH}_2$  (гомологическую разность).

**Относительная атомная масса ( $A_r$ )** — это физическая величина, которая определяется отношением массы атома элемента к  $1/12$  массы атома углерода  ${}^{12}\text{C}$ .

$$A_r(\epsilon) = \frac{m_a(\epsilon)}{1/12m_a(\text{C})}$$

**Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** — это физическая величина, которая определяется отношением массы молекулы вещества к  $1/12$  массы атома углерода  ${}^{12}\text{C}$ .

$$M_r(\text{вещества}) = \frac{m_m(\text{вещества})}{1/12m_a(\text{C})}$$

**Массовая доля элемента** — это отношение суммарного количества относительных атомных масс элемента к относительной молекулярной массе вещества, в состав которого он входит.

$$\omega(\epsilon) = \frac{nA_r(\epsilon)}{M_r(\text{вещества})}$$

**Массовая доля растворённого вещества в растворе** — это отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$\omega \text{ (растворенного вещества)} = \frac{m \text{ (растворенного вещества)}}{m \text{ (раствора)}}$$

**Количество вещества ( $\nu$ )** — это физическая величина, которая определяется числом структурных частиц (атомов, молекул и т. д.), содержащихся в данной порции вещества.

**Моль** — это такое количество вещества, которое содержит столько частичек этого вещества (атомов, молекул и т. д.), сколько атомов содержится в 12 г углерода.

**Постоянная Авогадро ( $N_A$ )** — показывает число частиц (атомов, молекул и т. д.), содержащихся в 1 моль вещества независимо от его агрегатного состояния.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}; \quad n = N_A \cdot \nu, \text{ где } n \text{ — число молекул (атомов).}$$

**Молярная масса вещества** — это физическая величина, равная отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества.

$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ где } m \text{ — масса вещества (в г),}$$

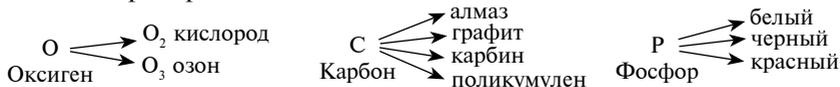
$\nu$  — количество вещества (в моль).

**Валентность** — это свойство атома химического элемента соединяться с определённым числом атомов того же самого или других химических элементов.

**Электроотрицательность** — это свойство атомов химического элемента притягивать к себе электроны.

**Степень окисления** — это условный заряд, который приобрёл бы атом, если бы все электроны его химических связей в данном соединении сместились к более электроотрицательному атому.

**Аллотропия** — это свойство атома химического элемента образовывать два и более простых веществ, отличающихся строением молекул и свойствами. Например:



**Молярный объём** — это отношение объёма  $V$  порции данного газа к количеству вещества  $\nu$  в этой порции:  $V_m = \frac{V}{\nu}$ .

**Молярный объём** — это величина, равная отношению молярной массы газа к его плотности:  $V_m = \frac{M}{\rho}$ .

**Относительной плотностью данного газа по другому** называется отношение массы первого газа к массе такого же объёма другого газа, взятых при одинаковых условиях (температура и давление):  $D = \frac{m_1}{m_2}$  и  $D = \frac{M_1}{M_2}$ .

## ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

**Закон сохранения массы** (М. В. Ломоносов, А. Л. Лавуазье) — масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакций.

**Закон постоянства вещества** (Ж. Пруст) — каждое химически чистое вещество имеет постоянный состав, независимо от условий и способов его получения.

**Закон объёмных отношений** (Ж. Гей-Люссак) — объёмы газов, вступивших в реакцию, относятся друг к другу и к объёмам образовавшихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

$$\frac{V(x)}{V(y)} = \frac{\nu(x)}{\nu(y)}$$

**Закон Авогадро** — в равных объёмах разных газов, измеренных в равных условиях (температура и давление), содержится равное количество молекул.

*1-е следствие:* один моль любого газа в равных условиях занимает равный объём.

При нормальных условиях (н. у.) ( $P = 1$  атм., или 101325 Па, и  $t = 0$  °С или 273 °К) объём 1 моль любого газа равен  $\approx 22,4$  л.

*2-е следствие:* отношение масс равных объёмов газов в равных условиях равно отношению их молярных масс.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

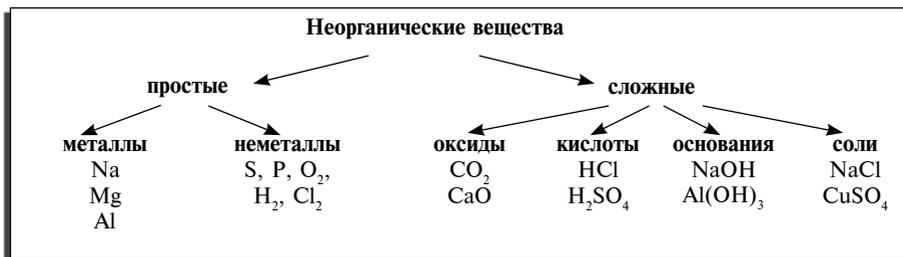
**Периодический закон** (Д. И. Менделеев) — свойства химических элементов, простых и сложных веществ, образованных ими, находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов.

**Закон действующих масс** (Гульберг, Вааге) — скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для уравнения  $nA + mB = pC + fD$   $v = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m$

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

### ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



## Оксиды

**Оксиды** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов двух элементов, один из которых кислород.

### Классификация

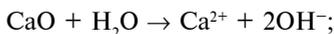
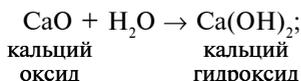
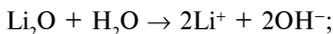
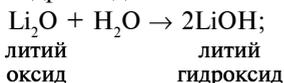
Оксиды		
<b>основные</b> — это оксиды металлов, состав которых $R_2O$ , $RO$ . Например: $Na_2O$ , $CuO$	<b>амфотерные</b> — это оксиды металлов, состав которых $R_2O_3$ . Например: $Al_2O_3$ , $Fe_2O_3$ . Исключение: $BeO$ , $ZnO$	<b>кислотные</b> — это оксиды: а) неметаллов. Например: $SO_2$ , $P_2O_5$ , $SiO_2$ ; б) металлов, состав которых $RO_2$ , $R_2O_5$ , $RO_3$ , $R_2O_7$ , $RO_4$ . Например: $V_2O_5$ , $WO_3$ , $Mn_2O_7$ , $OsO_4$

Чтобы дать название оксиду в соответствии с современной украинской номенклатурой нужно: 1) назвать элемент, образовавший этот оксид; 2) в скобках указать его валентность в этом оксиде, если этот элемент имеет переменную валентность, и не указывать её, если элемент имеет постоянную валентность; 3) добавить слово «оксид».

### Номенклатура

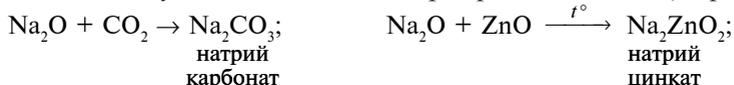
Например,  $CaO$  — кальций оксид;  $FeO$  — феррум(II) оксид.

- 1) Взаимодействуют с водой (только оксиды  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Rb_2O$ ,  $Cs_2O$ ,  $Fr_2O$ ,  $CaO$ ,  $BaO$ ,  $SrO$ ,  $RaO$ ), образуя гидроксиды:



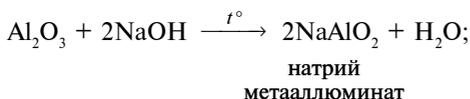
### Химические свойства основных оксидов

- 2) взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду  
 $CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O;$      $CuO + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2O;$   
 3) взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, образуя соль:

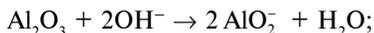


- 4) восстанавливаются сильными восстановителями ( $H_2$ ,  $C$ ,  $CO$ ):  
 $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O;$   
 $FeO + C \rightarrow Fe + CO;$      $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2.$

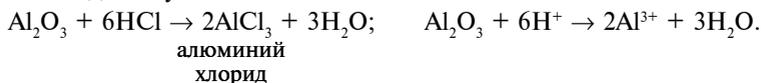
- 1) взаимодействуют со щелочами:



### Химические свойства амфотерных оксидов



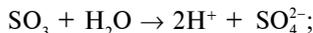
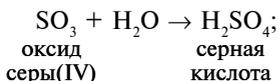
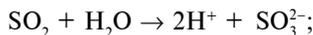
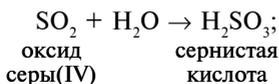
2) взаимодействуют с кислотами:



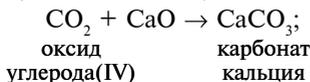
**Помни!** Амфотерность — это способность вещества реагировать и с кислотами, и со щелочами.

**Химические свойства кислотных оксидов**

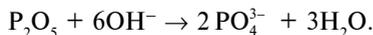
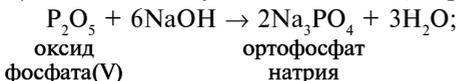
1) Взаимодействуют с водой (кроме  $\text{SiO}_2$  — оксид кремния(IV), песок), образуя соответствующую кислоту:



2) взаимодействуют с основными оксидами, образуя соли:

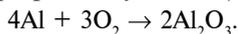
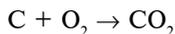


3) взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:



**Получение**

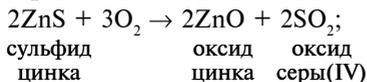
1) Непосредственное взаимодействие простых веществ с кислородом (при разных условиях):



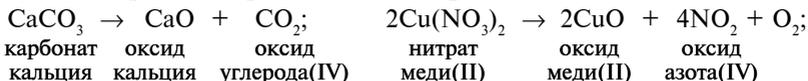
При взаимодействии щелочных металлов (кроме Li) с кислородом образуются пероксиды  $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ .

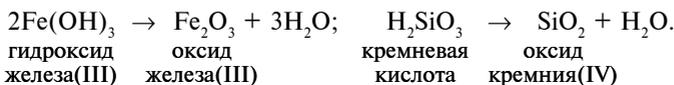
**Пероксид** — это бинарное соединение с кислородом, в котором кислород проявляет степень окисления  $-1$ . Например,  $\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ .

2) горение сложных веществ:



3) разложение при нагревании кислородосодержащих соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов, некоторых кислот.





Основные, амфотерные и кислотные оксиды способны образовывать соли, и поэтому относятся к солеобразующим оксидам. Существует небольшая группа оксидов, которые не проявляют ни основных, ни кислотных свойств, то есть не образуют солей. Такие оксиды относятся к группе несолеобразующих или безразличных, индифферентных оксидов. К ним, например, относятся оксид углерода(II)  $\text{CO}$ , оксид азота(I)  $\text{N}_2\text{O}$ , оксид азота(II)  $\text{NO}$ .

## Кислоты

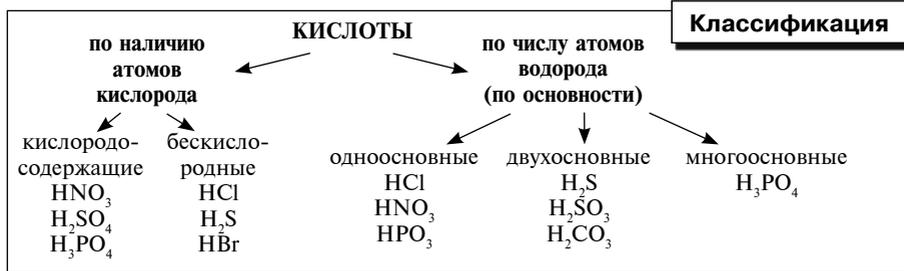
**Кислоты** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотных остатков.

С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислоты — это электролиты, которые при диссоциации распадаются на катионы водорода и атомы кислотных остатков.



**Кислотный остаток** — это атом или группа атомов, связанных с атомами водорода. Валентность кислотного остатка определяется по числу атомов водорода в молекуле кислоты.

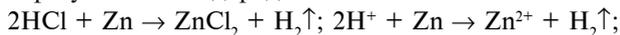
Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток
$\text{HF}$	фторидная, плавиковая	– F
$\text{HCl}$	хлоридная, соляная	– Cl
$\text{HBr}$	бромидная	– Br
$\text{HI}$	йодидная	– I
$\text{H}_2\text{S}$	сульфидная	= S
$\text{H}_2\text{SO}_3$	сернистая	= $\text{SO}_3$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	сульфатная	= $\text{SO}_4$
$\text{HNO}_3$	азотная	– $\text{NO}_3$
$\text{HNO}_2$	нитритная	– $\text{NO}_2$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	угольная	= $\text{CO}_3$
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	силикатная	= $\text{SiO}_3$
$\text{HPO}_3$	метафосфатная	– $\text{PO}_3$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	ортофосфатная	$\equiv \text{PO}_4$



**Химические  
свойства**

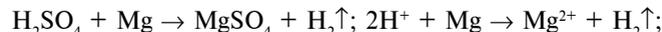
1) разбавленные кислоты (кроме азотной  $\text{HNO}_3$ , кремниевой  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) реагируют с металлами, которые в электрохимическом ряду напряжений металлов стоят до H,

образуя соль и водород:



хлоридная  
кислота

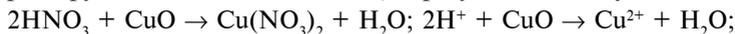
хлорид  
цинка



серная  
кислота

сульфат  
магния

2) реагируют с оксидами металлов, образуя соль и воду:



азотная  
кислота

нитрат  
меди(II)

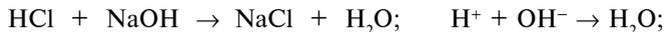


серная  
кислота

сульфат  
алюминия

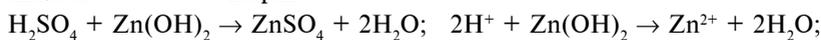
3) реагируют со щелочами и нерастворимыми основаниями, образуя соль и воду:

Реакция между кислотой и щелочью, в результате которой образуется соль и вода, называется реакцией нейтрализации.



хлоридная  
кислота

хлорид  
натрия



серная  
кислота

сульфат  
цинка

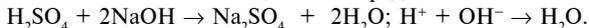
Многоосновные кислоты способны образовывать соли средние и кислые.

Если в избытке взята кислота, соль будет кислой:



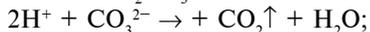
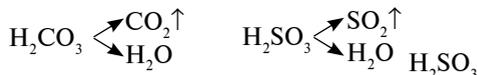
гидросульфат  
натрия

а если в избытке взята щелочь — средней:



сульфат натрия

4) реагируют с солями менее активных кислот (см. ряд активности кислот), образуя новую кислоту и новую соль. Угольная  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и сернистая  $\text{H}_2\text{SO}_3$  кислоты, образующиеся в ходе реакции, распадаются на соответствующий газообразный оксид и воду:



5) изменяют цвет индикаторов: метиловый оранжевый становится красным, синий лакмус — красным:



1) При взаимодействии ангидридов с водой.

Например,



2) действием более сильной кислоты на соль менее сильной кислоты:



### Получение

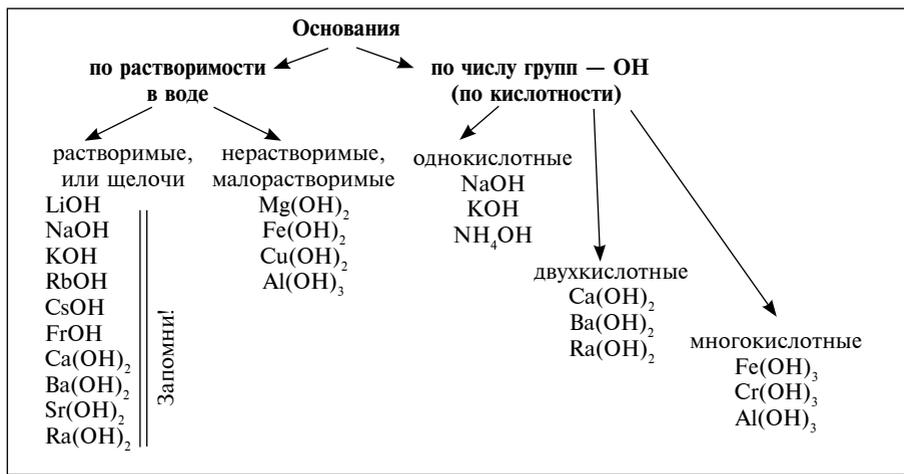
## Основания

**Основания** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп — OH. Например, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>. Число гидроксильных групп — OH в молекуле гидроксида (основания) определяется валентностью металла.

С точки зрения теории электролитической диссоциации основаниями называются электролиты, которые при диссоциации распадаются на катион металла и атомы гидроксильных групп. Например,



### Классификация



Названия оснований состоят из названия соответствующего металла (в скобках нужно указать его валентность, если она переменная) и слова «гидроксид». Например, NaOH — гидроксид натрия, Ba(OH)<sub>2</sub> — гидроксид бария, Cu(OH)<sub>2</sub> — гидроксид меди(II), Fe(OH)<sub>3</sub> — гидроксид железа(III).

### Номенклатура

**Химические свойства**

- 1) Растворимые в воде основания (щелочи) изменяют цвет индикаторов: фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый — желтым, лакмус — синим;
- 2) щелочи реагируют с кислотными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:  

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O};$$
 гидроксид кальция
- $$2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$

$$2\text{OH}^- + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O};$$
- 3) растворимые и нерастворимые основания реагируют с кислотами, образуя соль и воду:  

$$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}; \text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O};$$
 гидроксид натрия
- $$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}; \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O};$$
 гидроксид меди(II)
- 4) щелочи реагируют с растворимыми солями, образуя новую соль и новое основание.

Реакции обмена идут до конца, если в результате реакции выпадает осадок, выделяется газ или образуется малорастворимое вещество (например,  $\text{H}_2\text{O}$ ).

$$3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}; \quad 3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$$

- 5) нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием соответствующего оксида и воды:  

$$2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$$
 гидроксид хром(III)                      оксид хром(III)
- 6) амфотерные основания реагируют и со щелочами, и с кислотами, и разлагаются при  $t^\circ$ :  

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}; \quad \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O};$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]; \quad \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-;$$
 тетрагидроксоалюминат натрия
- $$2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$$

**Получение**

Щелочи чаще всего получают такими способами:

- а) взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:  

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow; \quad 2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow;$$
 едкий натр
- б) взаимодействием 10 активных основных оксидов с водой (см. «Оксиды»):  

$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}; \quad \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^-;$$

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2;$$
 негашеная известь                      гашеная известь

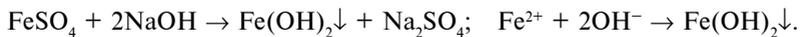
в) электролизом водных растворов солей щелочных металлов:



хлорид  
натрия

едкий  
натр

Нерастворимые основания получают действием щелочей на растворы соответствующих солей:



сульфат  
железа(II)

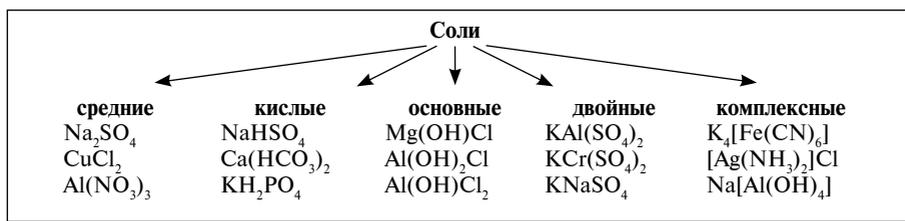
гидроксид  
железа(II)

## Соли

**Соли** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и кислотных остатков. Например,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{KNaSO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . С точки зрения теории электролитической диссоциации, соли — это электролиты, которые при диссоциации распадаются на катионы металлов и анионы кислотных остатков. Например:



### Классификация



Названия солей состоят из названия металла и названия кислотного остатка. Например,  $\text{KNO}_3$  — калий нитрат. Если металл имеет переменную валентность, то её указывают в скобках после названия металла. Например,  $\text{FeCl}_3$  — феррум(III) хлорид.

### Номенклатура

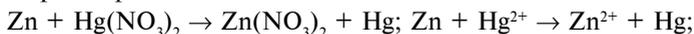
Названия кислых солей образуются путём прибавления к названию кислотного остатка слова «гидроген», а если нужно, то и с соответствующими числительными: 1 — моно, 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра и т. д.

Например:  $\text{NaHSO}_4$  — натрий гидрогенсульфат.

$\text{KH}_2\text{PO}_4$  — калий гидрогенфосфат.

Названия основных солей образуются путём перечисления названий анионов, если нужно, то и с соответствующими числительными. Например:  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  — магний гидроксохлорид,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  — алюминий дигидроксохлорид.

1) В электрохимическом ряду напряжённостей металлов каждый предыдущий металл вытесняет последующий из растворов его солей:



### Химические свойства

- 2) соли взаимодействуют со щелочами:  
 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow;$        $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow;$
- 3) соли взаимодействуют с кислотами:  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow;$        $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow;$
- 4) соли взаимодействуют с солями:  
 $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl};$        $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow.$
- При проведении реакций 1–4 обычно берут растворы солей. Реакции протекают до конца, если один из образованных продуктов выпадает в осадок, выделяется в виде газа или является малодиссоциирующим веществом. Если продукты реакции так же, как и исходные вещества, хорошо растворяются в воде, то эти реакции будут обратимыми.

<b>Получение</b>
------------------

- 1) Реакция нейтрализации:  
 $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$   
 $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O};$
- 2) взаимодействие кислот с основными оксидами:  
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$        $2\text{H}^+ + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O};$
- 3) взаимодействие кислот с солями:  
 $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3;$        $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl}\downarrow;$
- 4) взаимодействие двух растворимых солей:  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3\downarrow;$        $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow;$
- 5) взаимодействие оснований с кислотными оксидами:  
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$
- 6) взаимодействие щелочей с растворимыми солями:  
 $2\text{NaOH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl};$        $2\text{OH}^- + \text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow;$
- 7) взаимодействие основных оксидов с кислотными:  
 $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3;$
- 8) взаимодействие металлов с неметаллами:  $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS};$
- 9) взаимодействие металлов с кислотами:  
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow;$        $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow;$
- 10) взаимодействие металлов с солями:  
 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu};$        $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu};$
- 11) взаимодействие аммиака с кислотами:  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}.$

**Гидролиз солей** — это взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита.

Различают такие виды гидролиза солей:

- 1) гидролиз соли, образованной сильной кислотой и сильным основанием:  
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- (\text{NaOH}, \text{HCl});$   
 $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+;$   
 $\text{HON} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+, \text{pH} = 7$  (нейтральная среда).

Следовательно, соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуют. Ионы таких солей не могут образовывать с водой слабые электролиты. Концентрация ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  не нарушается и раствор остаётся нейтральным;

- 2) гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:  

$$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \quad (\text{Zn(OH)}_2, \text{HCl});$$
(слаб., сильн.)  

$$\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnOH} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+;$$

$$\text{Zn}^{2+} + \text{HOH}^- \rightarrow \text{ZnOH} + \text{H}^+, \text{pH} < 7 \text{ (кислотная среда);}$$
- 3) гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:  

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} \quad (\text{NaOH}; \text{H}_2\text{CO}_3)$$
(сильн., слаб.)  

$$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-, \text{pH} > 7 \text{ (щелочная среда).}$$
- 4) гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:  

$$\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ \quad (\text{CH}_3\text{COOH}; \text{NH}_4\text{OH})$$
(слаб., слаб.)  

$$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}.$$

В этом случае реакция раствора зависит от степени диссоциации продуктов гидролиза — кислоты и основания: если преобладают ионы  $\text{OH}^-$  — щелочная. Если ионы  $\text{H}^+$  — кислая, а если их поровну — нейтральная. В приведенном примере степени диссоциации  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{NH}_4\text{OH}$ , которые образуются в результате гидролиза, приблизительно одинаковые, и раствор будет нейтральным ( $\text{pH} \approx 7$ ).

## КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Явление, во время которого происходит превращение одних веществ в другие, называется **химическим**, или **химической реакцией**.

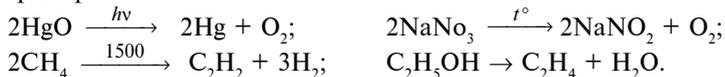
Химические реакции можно классифицировать по таким признакам:

- 1) изменение количества реагентов и продуктов реакции. По этому признаку химические реакции делят на такие типы: соединение, разложение, замещение, обмен.

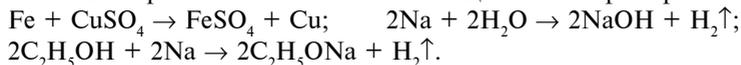
**Реакции соединения** — это такие реакции, в результате которых из молекул двух или нескольких веществ образуются молекулы одного нового вещества. Например:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ;



**Реакции разложения** — это такие реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы нескольких новых веществ. Например:

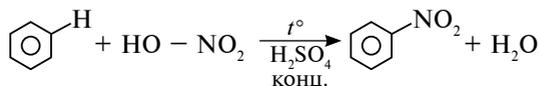


**Реакция замещения** — это реакции между простым и сложным веществом, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в молекуле сложного вещества, в результате чего образуются новое простое и новое сложное вещество. Например:

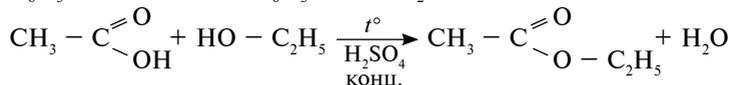
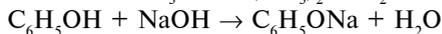
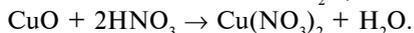
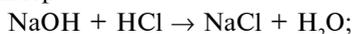


В органической химии к реакциям замещения не обязательно относить реакции между простым и сложным веществом. Это может быть и реакция между двумя сложными веществами, в ходе которой, однако, происходит замещение атомов в одном сложном веществе другим атомом второго сложного вещества или группой атомов.

Например:  $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ .



**Реакции обмена** — это реакции между двумя сложными веществами, в результате которых они обмениваются своими составными частями. Например:

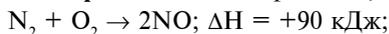


2) по тепловому эффекту химической реакции.

**Тепловой эффект химической реакции** — это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе химической реакции. Химические уравнения, в которых указываются тепловые эффекты реакций, называются **термохимическими**.

По тепловому эффекту химические реакции делятся на экзотермические и эндотермические.

**Экзотермические** — это реакции, идущие с выделением тепла. Например:

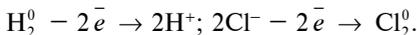
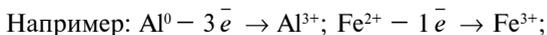


3) по изменению степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

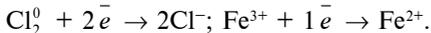
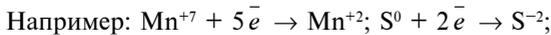
По этому признаку реакции делятся на окислительно-восстановительные и такие, которые проходят без изменения степени окисления элементов.

**Окислительно-восстановительными** называются реакции, идущие с изменением степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ. По существующей в настоящее время точке зрения, изменение степени окисления связано с оттягиванием или перемещением электронов. Поэтому, наряду с приведенным, можно дать ещё одно определение **окислительно-восстановительных** реакций: это такие реакции, в ходе которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

**Окисление** — это процесс отдачи электронов атомами, молекулами или ионами.

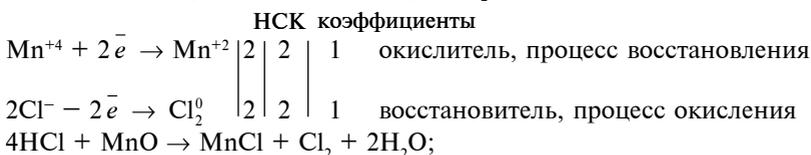


Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**. **Восстановление** — это процесс принятия электронов атомами, молекулами или ионами.



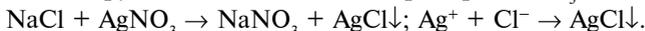
Атомы, молекулы или ионы, которые принимают электрон, называются **окислителями**.

Чаще всего уравнения окислительно-восстановительных реакций составляют методом электронного баланса. Например:

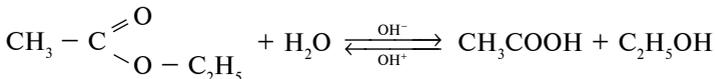


4) по признаку обратимости химические реакции делятся на обратимые и необратимые.

Реакции, которые проходят до конца, то есть до полного превращения молекул исходных веществ в молекулы конечных продуктов реакции, называются **необратимыми**. К ним относятся, например, ионообменные, в результате которых выпадает осадок, выделяется газ или образуется малодиссоциирующие соединения. Например:  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ ;

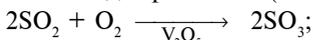


**Обратными** называются такие реакции, которые одновременно проходят в двух взаимно противоположных направлениях. В уравнениях обратимых реакций знак равенства заменяется двумя стрелочками, направленными в противоположные стороны. Например:

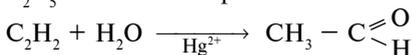


5) по наличию катализатора химические реакции делятся на каталитические и некаталитические.

Реакции, проходящие с участием катализатора, называются **каталитическими**. В уравнениях реакций этого типа формула катализатора подписывается под стрелочкой (или знаком равенства). Например:



$\text{V}_2\text{O}_5$  — катализатор.

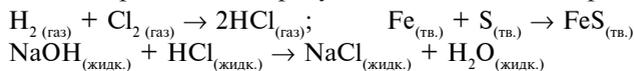


**Катализатор** — это вещество, увеличивающее скорость реакции, но само при этом количественно не затрачивающееся.

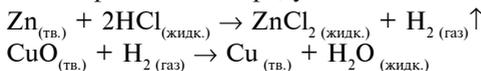
**Ингибитор** — это вещество, замедляющее скорость реакции.

6) по агрегатному состоянию реагентов и продуктов химические реакции делятся на гомогенные и гетерогенные.

**Гомогенными** называются химические реакции, у которых агрегатное состояние и реагентов и продуктов одинаковое. Например:

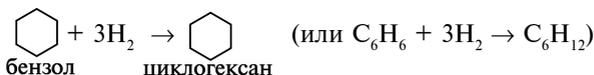
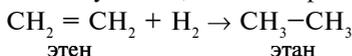


**Гетерогенными** называются химические реакции, у которых агрегатное состояние реагентов и продуктов не является одинаковым. Например:

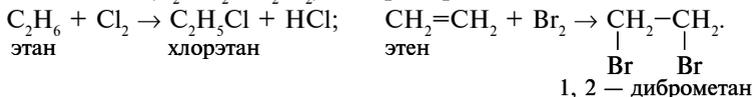


7) в органической химии используется ещё классификация химических реакций по типу одного из реагентов. По этому признаку в органической химии различают реакции гидрирования (гидрогенизации), галогенирования, гидратации, нитрования, гидролиза.

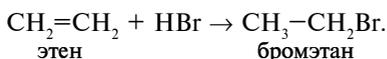
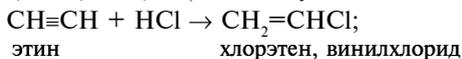
**Гидрирование** (гидрогенизация) — это реакция присоединения водорода к молекуле вещества. Например:



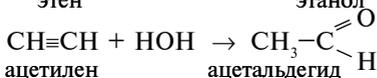
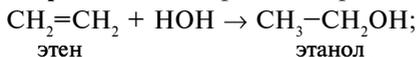
**Галогенирование** — это реакция, в которой действующим агентом является галоген ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ). Например:



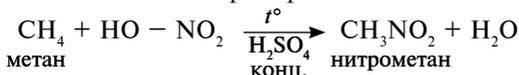
**Гидрогалогенирование** — это реакция присоединения галогеноводорода ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ) к молекуле вещества. Например:

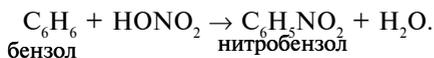


**Гидратация** — это реакция присоединения воды к молекуле вещества.

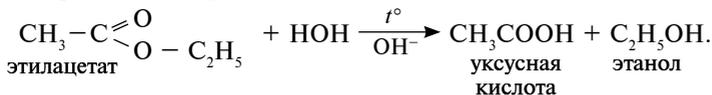


**Нитрование** — это реакция, в которой действующим агентом является азотная кислота. Например:





**Гидролиз** — это реакция обмена между веществом и водой.



## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Раздел химии, изучающий скорость химической реакции, химическое равновесие, называется **химической кинетикой**.

### Скорость химической реакции

Скоростью химической реакции называется изменение концентрации реагирующих веществ в единице объёма (гомогенные реакции) или на единице поверхности (гетерогенные реакции) за единицу времени.

$$v = \frac{C_1 - C_2}{\Delta t}, \text{ где } v \text{ — скорость реакции (моль/л.с.),}$$

$C_1$  — начальная концентрация вещества (моль/л.с.),

$C_2$  — концентрация этого же вещества через некоторое время  $\Delta t$ .

**Пример 1.** Начальная концентрация вещества  $D$  равнялась 1,6 моль/л. А через 10 с она стала равной 1,4 моль/л. Вычислите скорость химической реакции.

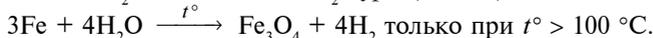
*Решение:* Воспользуемся формулой  $v = \frac{C_1 - C_2}{\Delta t}$ .

$$\text{Тогда } v = \frac{1,6 \text{ моль/л} - 1,4 \text{ моль/л}}{10 \text{ с}} = \frac{0,2 \text{ моль/л}}{10 \text{ с}} =$$

$$= 0,02 \left( \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right) = 2 \cdot 10^{-2} \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}}$$

На скорость химической реакции влияют такие факторы:

1) природа реагентов:



Это объясняется большей химической активностью Na (см. ряд активности металлов).

2) площадь поверхности реагирующих веществ. Например:



Во втором случае реакция происходит быстрее, потому что степень измельчённости цинка больше.

3) концентрация реагентов.

**Закон действующих масс (Гульдберг, Вааге)** — скорость химической реакции при данных условиях прямо пропорциональна произведению концентраций реагентов в степенях их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции  $nA + mB = pD$   $v = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m$ , где  $C_A$  и  $C_B$  — концентрации веществ  $A$  и  $B$ , моль/л;  $k$  — коэффициент пропорциональности, или константа скорости реакции. Это уравнение еще называют кинетическим уравнением скорости реакции.

**Пример 2.** Как изменится скорость реакции между оксидом углерода(II) и кислородом, если концентрацию оксида углерода(II) увеличить в 5 раз?

*Решение:* Реакция происходит по уравнению  $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ .

Согласно основному закону кинетики (закон действующих масс Гульдберга и Вааге), начальная скорость реакции  $v_1$  равна  $v_1 = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}$ , а после увеличения концентрации оксида углерода(II) в 5 раз:

$$v_2 = k \cdot (5C_{CO})^2 \cdot C_{O_2}; \quad v_2 = k \cdot (5C_{CO})^2 \cdot C_{O_2}$$

Следовательно, скорость реакции возрастёт в

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{25kC_{CO}^2 \cdot C_{O_2}}{kC_{CO}^2 \cdot C_{O_2}} = 25 \text{ раз.}$$

4) температура.

**Правило Вант-Гоффа:** при увеличении температуры на каждые 10 °C скорость реакции увеличивается в 2–4 раза.

$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ , где  $v_{t_1}$  — скорость при температуре  $t_1$ ;  $v_{t_2}$  — скорость при температуре  $t_2$ ;  $\gamma$  — температурный коэффициент.

**Пример 3.** Скорость химической реакции при 20 °C равна 1 моль/л.с. Какой будет скорость этой реакции при 60 °C; при 0 °C, если температурный коэффициент реакции равен 3?

*Решение:* По правилу Вант-Гоффа:

$$1) \quad v_{60^\circ C} = v_{20^\circ C} \cdot \gamma^{\frac{60^\circ C - 20^\circ C}{10^\circ C}} = 1 \left( \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right) \cdot 3^{\frac{60^\circ - 20^\circ}{10^\circ}} = 1 \cdot 3^4 = 81 \left( \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right)$$

$$2) \quad v_{0^\circ C} = v_{20^\circ C} \cdot \gamma^{\frac{0^\circ C - 20^\circ C}{10^\circ C}} = 1 \left( \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right) \cdot 3^{\frac{0^\circ - 20^\circ}{10^\circ}} = 1 \cdot 3^{-2} = \frac{1}{3^2} = \frac{1}{9} \left( \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right)$$

*Ответ:* при 60 °C скорость реакции увеличится в 81 раз, при 0 °C — уменьшится в 9 раз.

5) катализатор.

**Катализатор** — это вещество, которое увеличивает скорость реакции, но само при этом количественно не расходуется.

Различают **позитивный катализатор**, когда катализатор увеличивает скорость реакции и **негативный катализатор**, когда вещества (ингибиторы) замедляют скорость реакции.

Примером позитивного катализатора является синтез аммиака, получение азотной кислоты из аммиака, каталитический крекинг нефтепродуктов, их риформинг и пр. Примером негативного катализатора могут быть способы защиты металлов от коррозии.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ. Гомогенный катализ осуществляется в системах, где и реагенты, и катализатор образуют однородную (однородную) систему.



При гетерогенном катализе реагенты и катализатор образуют гетерогенную (неоднородную) систему. Например,  $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow[\text{жидкость}]{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ,  
твёрд.

Механизм действия катализаторов может быть разным, но наиболее распространённый — образование промежуточных соединений с одним из реагирующих веществ. Так, если медленную реакцию  $A + B = AB$  проводить в присутствии катализатора  $K$ , то катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя нестойкое промежуточное соединение:  $A + K = AK$ .

Реакция происходит быстро, потому что энергия активации этого процесса мала. Далее промежуточное соединение  $AK$  взаимодействует с веществом  $B$ , при этом катализатор высвобождается:  $AK + B = AB + K$ .

Энергия активации этого процесса также мала, а поэтому реакция происходит достаточно быстро.

Катализаторам характерны такие особенности:

- 1) катализатор не влияет на количественное соотношение реагентов (следовательно, закон сохранения массы веществ не нарушается);
- 2) катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции;
- 3) катализатор влияет на механизм реакции, направляя её к уменьшению энергии активации и увеличению скорости реакции;
- 4) действие катализатора избирательно, т. е. для каждой реакции существует свой катализатор;
- 5) катализатор участвует в химическом взаимодействии реагентов, восстанавливаясь в конце реакции.

Некоторые вещества уменьшают или полностью уничтожают активность твёрдого катализатора. Такие вещества называют **каталитическими ядами**. В качестве примера можно привести соединения мышьяка, ртути, цианистые соединения, к которым особенно чувствительны платиновые катализаторы.

Однако существуют и такие вещества, которые активируют сам катализатор. Эти вещества называют **активаторами** или **промоторами** (промотирование платиновых катализаторов добавками железа, алюминия и т. д.).

## Химическое равновесие

**Химическим равновесием** называется такое состояние реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой.

В состоянии равновесия прямая и обратная реакции не прекращаются, поэтому такое равновесие называется подвижным, или динамичным, равновесием. После установления равновесия концентрации реагентов и продуктов при данных условиях остаются неизменными.

Такие концентрации называют равновесными и обозначают формулами молекул реагирующих веществ, которые берут в квадратные скобки:  $[\text{H}_2]$ ,  $[\text{N}_2]$ ,  $[\text{NH}_3]$  и т. д.

Состояние химического равновесия характеризуется константой равновесия  $K$ .

Рассмотрим обратимую реакцию общего вида:  $aA + bB \rightleftharpoons dD + eE$

$K = \frac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$ , где  $K$  – константа равновесия;  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[D]$ ,  $[E]$  – равновесные концентрации;  $a$ ,  $b$ ,  $d$ ,  $e$  – показатели степеней, в которые вводятся концентрации данных веществ. Эти показатели численно равны коэффициентам в уравнении реакции.

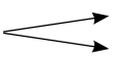
Если  $K > 1$ , то идёт прямая реакция, если  $K < 1$ , то обратная.

Например, для реакции  $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{r})}$   $K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$ .

На состояние химического равновесия влияет концентрация реагирующих веществ, температура, а для газообразных веществ – и давление. При изменении одного из этих параметров равновесие нарушается, и концентрация всех реагирующих веществ будет изменяться до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже с другими значениями равновесных концентраций. Подобный переход реакционной системы из одного состояния равновесия в другой называется смещением химического равновесия. Если при изменении условий увеличивается концентрация конечных продуктов, то говорят о смещении равновесия вправо. Если не увеличивается концентрация исходных веществ, то равновесие смещается влево.

Управлять смещением химического равновесия помогает принцип Ле Шателье, или принцип подвижного равновесия. Согласно этому принципу, если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, подействовать извне (изменить концентрацию, температуру, давление), то это будет способствовать той реакции из двух противоположных, которая ослабляет это действие.

#### Факторы смещения равновесия

Изменение условий реакции	Влияние на смещение равновесия (принцип Ле Шателье)
Температура 	повышение Увеличивает скорость эндотермической реакции
	снижение Увеличивает скорость экзотермической реакции
Давление (для газов) 	повышение Увеличивает скорость реакции в сторону уменьшения количества молей или объёма
	снижение Увеличивает скорость реакции в сторону увеличения количества молей или объёма
Концентрация реагента 	повышение Увеличивает скорость прямой реакции
	снижение Увеличивает скорость обратной реакции

**Пример 1.** Одна из стадий получения серной кислоты состоит в каталитическом окислении оксида серы(IV) в оксид серы(VI):



Предложите условия, при которых выход оксида серы(VI) может достичь 97 %.

*Решение.* В соответствии с принципом Ле Шателье (табл. 1), сместить равновесие в сторону  $\text{SO}_3$  можно так:

- а) уменьшить температуру, потому что реакция экзотермическая;
- б) увеличить давление, потому что суммарный объём реагентов равен 3, а продуктов ( $\text{SO}_3$ ) — 2;
- в) увеличить концентрацию реагента  $\text{SO}_2$ , при этом увеличится скорость прямой реакции образования  $\text{SO}_3$ .

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

В основу классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил их общую характеристику — относительную атомную массу. Свойства элементов зависят от относительной атомной массы. Форма зависимости — периодическая. Форма соединений элементов и их свойства так же периодически повторяются. Всё это дало возможность Д. И. Менделееву открытый им Периодический закон сформулировать так: *свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.*

Дата открытия закона — 1 марта 1869 г.

Современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева базируется на строении атомов элементов и звучит так: «свойства элементов, простых и сложных веществ, образованных ими, находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов».

Периодическая система химических элементов является графическим отображением Периодического закона. Её основными структурными единицами являются периоды и группы.

**Период** — это горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс, который начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Всего периодов семь. Из них первые три — малые периоды, поскольку каждый состоит из одного ряда химических элементов. Всего рядов десять. Каждый период содержит определённое число химических элементов:

I период (малый) — 2 элемента;

II период (малый) — 8 элементов;

III период (малый) — 8 элементов;

IV период (большой) — 18 элементов;

V период (большой) — 18 элементов;

VI период (большой) — 32 элемента;

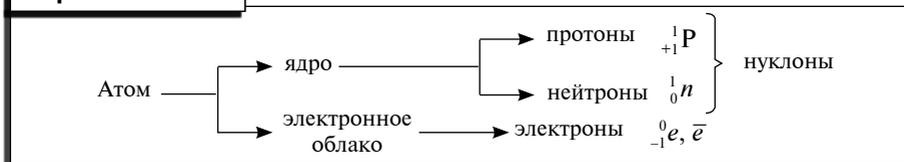
VII период (большой) — до сих пор ещё не завершённый, содержит 24 элемента.

**Группа** — это вертикальный столбик, в котором друг под другом размещены подобные по свойствам химические элементы.

Всего групп восемь. Каждая из них делится на две подгруппы: главную и побочную. В главную подгруппу входят элементы малых периодов (типичные) и элементы больших периодов. Побочную подгруппу составляют только элементы больших периодов, и к тому же, металлы.

Например: в главную подгруппу VII группы входят F, Cl, Br, I, At, в побочную — металлы — Mn, Te, Re; в главную подгруппу IV группы входят C, Si, Ge, Sn, Pb, в побочную — Ti, Zr, Hf, Db (металлы).

### Строение атома



Порядковый номер элемента указывает на:

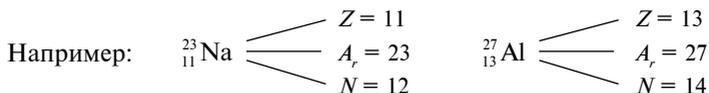
- 1) заряд ядра атома, и поэтому порядковый номер элемента ещё называют протонным числом (заряд ядра атома = количество протонов в ядре);
- 2) общее число электронов в атоме.

Количество нейтронов в ядре атома можно посчитать по формуле

$N = A_r - Z$ , где  $N$  — количество нейтронов;

$A_r$  — относительная атомная масса элемента;

$Z$  — порядковый номер элемента (протонное число).



**Нуклид** — это тип атомов с определённым значением протонного и нуклонного чисел.

### Состояние электронов в атоме

*Принцип Паули:* в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех квантовых чисел.

Квантовых чисел четыре:

$n$  — главное квантовое число, показывает номер орбитали и изменяется от 1 до  $N$ ;

$l$  — орбитальное квантовое число, изменяется от 0 до  $(N - 1)$ ;

$m$  — магнитное квантовое число, изменяется от  $-1$  до  $+1$ ;

$s$  — спиновое квантовое число, показывает направление вращения электрона вокруг своей оси, имеет значение  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$ .

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

Электроны, находящиеся на одной орбитали, образуют электронные слои или энергетические уровни. На количество энергетических уровней указывает номер периода: если элемент находится в III периоде, его атом

имеет три энергетических уровня, если элемент находится в VI периоде — в атоме 6 энергетических уровней и т. д.

Число электронов на каждом энергетическом уровне определяется по формуле  $N = 2n^2$ , где  $N$  — максимальное число электронов на энергетическом уровне,  $n$  — номер энергетического уровня (главное квантовое число).

Энергетические уровни делятся на подуровни, которые отличаются между собой энергией связи с ядром. 1-й уровень имеет один подуровень ( $s$ ), 2-й — два ( $s, p$ ), 3-й — три ( $s, p, d$ ), 4-й — четыре подуровня ( $s, p, d, f$ ).

Подуровни в свою очередь состоят из орбиталей ( $\square$ )

Энергетический уровень ( $n$ )	Максимальное число электронов на уровне $N = 2n^2$	Подуровни	Максимальное число электронов на подуровне	Орбитали
I ( $n = 1$ )	2	$s$	2	$\square$
II ( $n = 2$ )	8	$s$ $p$	$\left. \begin{matrix} 2 \\ 6 \end{matrix} \right\} 8$	$\square$ $\square \square \square$
III ( $n = 3$ )	18	$s$ $p$ $d$	$\left. \begin{matrix} 2 \\ 6 \\ 10 \end{matrix} \right\} 18$	$\square$ $\square \square \square$ $\square \square \square \square \square$
IV ( $n = 4$ )	32	$s$ $p$ $d$ $f$	$\left. \begin{matrix} 2 \\ 6 \\ 10 \\ 14 \end{matrix} \right\} 32$	$\square$ $\square \square \square$ $\square \square \square \square \square$ $\square \square \square \square \square \square \square$

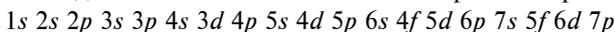


**Принцип Паули:** на каждой орбитали может находиться не больше двух электронов:

- $\uparrow$  неспаренный электрон;
- $\uparrow\downarrow$  спаренные электроны.

**Правило Хунда:** суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным. Или, иначе, орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному, а потом по второму электрону.

Последовательность заполнения электронами орбиталей:

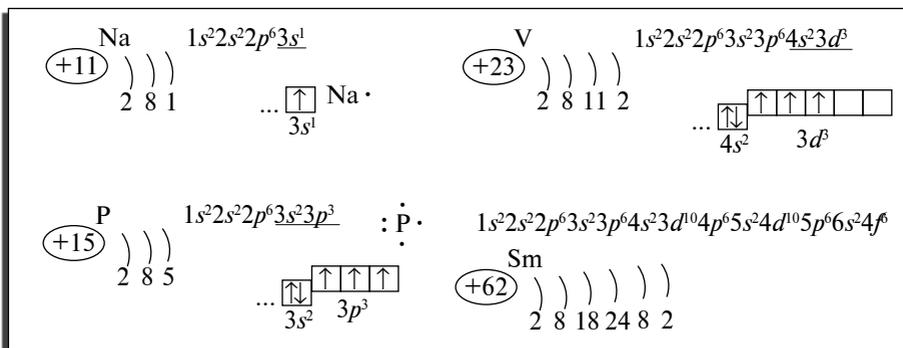


Электронная формула (электронная конфигурация) — это форма записи электронного строения атома элемента с распределением электронов по уровням и подуровням.

При составлении схем строения атомов нужно помнить, что:

- 1) у атомов элементов главных подгрупп число электронов на последнем (внешнем) энергетическом уровне совпадает с номером группы, в которой стоит этот элемент;
- 2) у атомов элементов побочных подгрупп, как правило, на последнем энергетическом уровне 2 электрона, а заполняется предпоследний энергетический уровень.

Например:



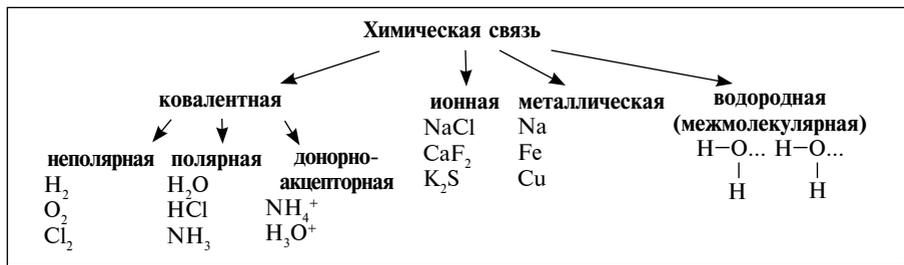
**Электроотрицательность** — это свойство атома в молекуле притягивать к себе электроны. Электроотрицательность тем больше, чем меньше атомный радиус и чем больше число электронов на последнем энергетическом уровне.

Зависимость свойств элементов от периодического изменения электронных структур атомов	
ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА	ПЕРИОД
заряд ядра увеличивается	заряд ядра увеличивается <span style="float: right;">→</span>
число электронов на внешнем уровне одинаковое	число электронов на внешнем уровне увеличивается <span style="float: right;">→</span>
число энергетических уровней увеличивается	радиус атома немного уменьшается <span style="float: right;">→</span>
радиус атома увеличивается	металлические свойства уменьшаются <span style="float: right;">→</span>
неметаллические свойства уменьшаются	неметаллические свойства усиливаются <span style="float: right;">→</span>
металлические свойства увеличиваются	электроотрицательность уменьшается <span style="float: right;">→</span>
электроотрицательность уменьшается	электроотрицательность возрастает <span style="float: right;">→</span>

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

**Химическая связь** — это сила, которая удерживает вместе два или несколько атомов, ионов, молекул или какую-то комбинацию из них. По своей природе это электростатическая сила. В образовании химической связи

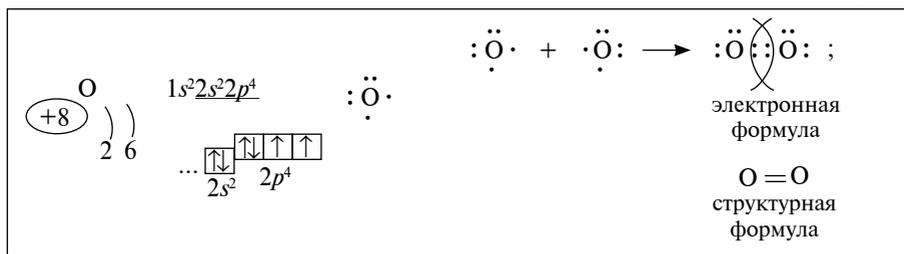
принимают участие неспаренные электроны последнего энергетического уровня. При этом атомы элементов стремятся завершить свой последний энергетический уровень (образовать устойчивый октет электронов).



Химическая связь, образуемая с помощью общих электронных пар, называется **ковалентной**.

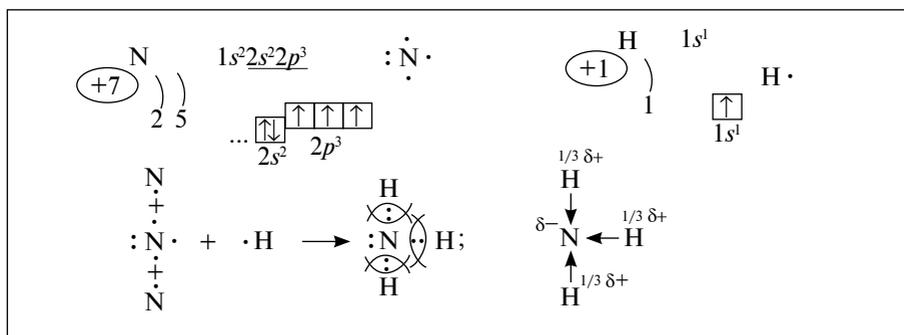
**Ковалентная неполярная** связь образуется между атомами неметаллов, одинаковыми по электроотрицательности. Например: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>.

**Пример 1.** Показать механизм образования химической связи в молекуле O<sub>2</sub>.



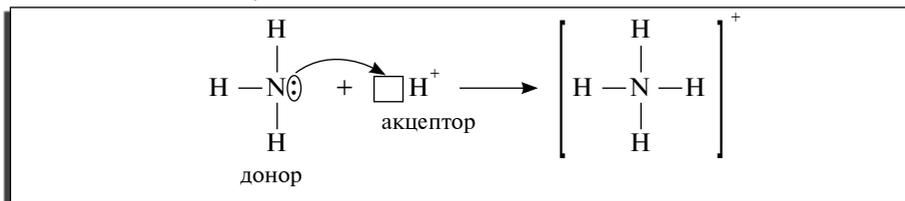
**Ковалентная полярная** связь образуется между атомами неметаллов, разными по электроотрицательности. При этом атом более электроотрицательного элемента смещает к себе электронную плотность связи (общую электронную пару), и на нём возникает частичный отрицательный заряд  $\delta^-$ , а на атоме менее электроотрицательного элемента возникает частичный положительный заряд  $\delta^+$ . Молекула становится полярной.

**Пример 2.** Показать механизм образования химической связи в молекуле NH<sub>3</sub>.



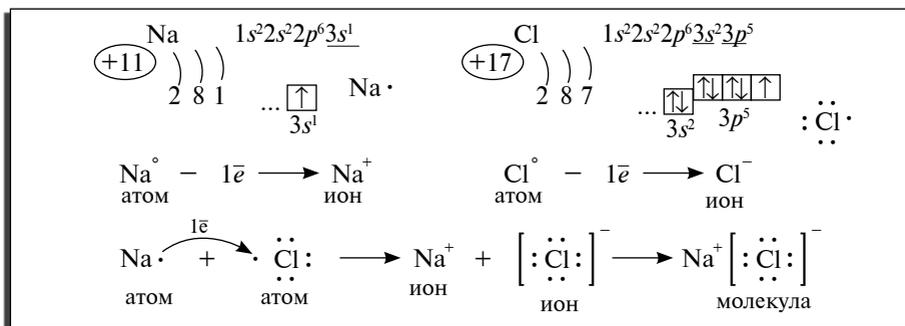
Ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму образуется за счёт неподелённой пары электронов одного атома и свободной орбитали второго.

**Пример 3.** Показать механизм образования химической связи в катионе аммония  $\text{NH}_4^+$ .

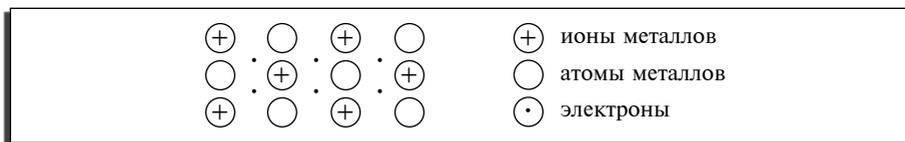


Химическая связь, обусловленная электростатическим притяжением разноимённо заряженных ионов, в которые превращаются атомы вследствие отдачи или присоединения электронов, называется **ионной**. Ионная связь образуется между атомами, которые сильно отличаются между собой по электроотрицательности: типичными металлами (щелочные и щелочно-земельные) и типичными неметаллами (галогены, сера, кислород).

**Пример 4.** Показать механизм образования связи в молекуле  $\text{NaCl}$ .



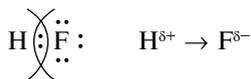
**Металлическая связь** — это тип химической связи, обусловленный взаимодействием валентных электронов (электронного газа) с положительно заряженными ионами кристаллических решёток металлов.



**Водородная связь** — это своеобразная химическая связь. Она возникает между молекулами, в состав которых входит водород и молекулами, в состав которых входит очень электроотрицательный элемент (F, O, N...).

Например, в молекуле фтороводорода  $\text{HF}$  связь между атомами водорода и фтора ковалентная сильно полярная, поскольку фтор самый электроотрицательный элемент. Общая электронная пара смещается к атому

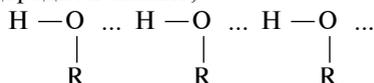
фтора (показывается стрелкой). Вследствие этого на атоме фтора возникает частичный отрицательный заряд  $\delta^-$ , а на атоме водорода — частичный положительный заряд  $\delta^+$ :



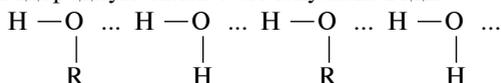
Молекула HF становится полярной, образуется диполь, который может взаимодействовать с таким же диполем другой молекулы за счет электростатического притяжения, образуя водородную связь (обозначается тремя точками):  $\text{H}^{\delta+} - \text{F}^{\delta-} \dots \text{H}^{\delta+} - \text{F}^{\delta-} \dots \text{H}^{\delta+} - \text{F}^{\delta-}$

Водородная связь слабее, чем ионная или ковалентная, влияет на свойства многих веществ. Например:

а) среди спиртов нет газообразных веществ, потому что их молекулы ассоциированы водородной связью;



б) нижние спирты хорошо растворяются в воде, потому что способны образовывать водородную связь с молекулами воды



#### Зависимость свойств веществ от типа кристаллической решетки

Тип связи	Составные частицы	Тип решетки	Примеры веществ	Физические свойства					
				$t^\circ$ пл., $t^\circ$ кип.	агрегатное состояние	летучесть	механические свойства	электропроводность	растворимость в воде
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ковалентная неполярная	атомы молекул	атомная молекулярная	C, P <sub>4</sub> , O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub>	очень высокие низкие	твердые чаще газообразные	нет есть	высокая твердость мягкие	нет, кроме графита изоляторы	нет нет
Ковалентная полярная	молекулы	молекулярная	H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S, NH <sub>3</sub> , HCl	невысокие	газы, жидкости	есть	мягкие	изоляторы	есть
Ионная	анионы катионы	ионная	NaCl, CaO	высокие	твердые	нет	хрупкие	проводники только в растворе и расплаве	есть

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Металлическая	положительно заряженные ионы, подвижные электроны	металлические	Cu, Fe, Pb	у большинства высокие	твердые (кроме Hg)	нет	ковкие, пластичные	есть	нет

**Валентность** определяется числом ковалентных связей, образованных данным атомом с другими атомами. Например,



Формулы, показывающие порядок соединения атомов в молекуле, называются **структурными**.

**Степень окисления** — это условный заряд атома в молекуле, который вычисляют, исходя из представления, что молекула состоит только из ионов.

Степень окисления, в отличие от валентности, может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение.

Положительные степени окисления имеют атомы, которые отдают свои электроны другим атомам. К ним принадлежат, прежде всего, металлы:  $Cu^{+2}$ ,  $Na^+$ ,  $Al^{+3}$ .

Отрицательные степени окисления имеют атомы, присоединившие электроны от других атомов. Например,  $Cl^-$ ,  $S^{-2}$ .

Отрицательную степень окисления всегда имеет фтор во всех соединениях ( $F^-$ ).

Нулевое значение степени окисления имеют атомы простых веществ:  $H_2$ ,  $O_2$ , C, S, Cu, Fe.

При вычислении степеней окисления нужно помнить, что:

- 1) алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении должна быть равна нулю. Например:  $Al_2^{+3}O_3^{-2}$   $(+3) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$ ;
- 2) степень окисления щелочных металлов всегда равна +1;
- 3) степень окисления водорода в соединениях, как правило, равна +1. Исключением являются гидриды металлов, где водород имеет степень окисления -1 ( $Na^+H^-$ ;  $Ca^{+2}H_2^-$ );
- 4) степень окисления кислорода, как правило, равна -2. Исключением являются пероксиды ( $H_2^{+}O_2^-$ ), кислород фторид ( $O^{+2}F_2^-$ ).

**Пример.** Определить степень окисления фосфора в ортофосфорной кислоте  $\text{H}_2\text{PO}_4$ .

$$\overset{+}{\text{H}}_3\overset{\times}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4: (+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 4 = 0$$

$$x = +5$$

Итак,  $\overset{+}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ .

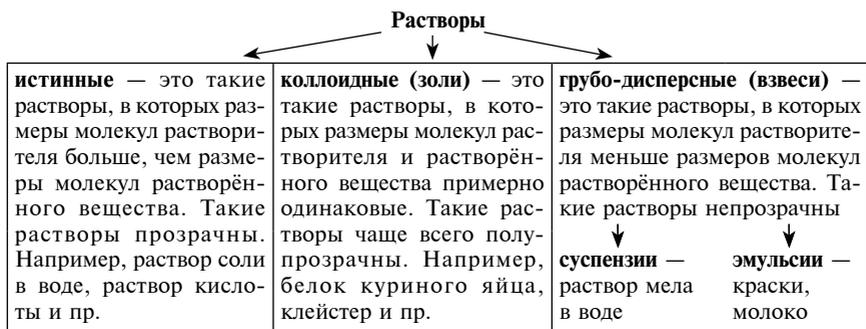
## РАСТВОРЫ

**Растворы** — это однородные системы, которые состоят из двух или более компонентов (составных частей) и продуктов их взаимодействия.

По агрегатному состоянию растворы бывают:



По степени однородности растворы делятся на:



**Растворимость** — это свойство вещества растворяться в воде или в другом растворителе. Количественно растворимость, чаще всего, выражают максимальным числом граммов вещества, которые можно растворить в 100 г воды при данной температуре.

Растворимость твердых и жидких веществ с повышением температуры, как правило, возрастает, а газов — понижается.

По растворимости веществ растворы бывают:

<b>Растворы</b>		
<b>ненасыщенные</b> — это такие растворы, в которых при данной температуре данное вещество еще может растворяться	<b>насыщенные</b> — это такие растворы, в которых при данной температуре данное вещество больше не может растворяться	<b>пересыщенные</b> — это растворы, которые можно получить из насыщенных, если их нагреть и продолжить добавлять растворённое вещество

**Концентрацией раствора** называется количество растворённого вещества, которое содержится в определённом количестве раствора или растворителя.

Для приблизительного выражения концентрации растворов пользуются терминами «концентрированный» и «разбавленный».

**Концентрированный раствор** содержит много растворённого вещества: количество растворённого вещества сравнимо с количеством растворителя. Например, при 20 °С в 100 г воды растворено 20 г медного купороса. Это концентрированный раствор.

**Разбавленный раствор** содержит очень маленькое количество растворённого вещества по сравнению с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 0,2 г медного купороса.

Для точного выражения концентрации растворов существуют разные способы: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, моляльная и т. д.

Массовая доля растворённого вещества ( $\omega$ ) — это отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})}, \text{ или}$$

$$\omega\% = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%.$$

**Пример 1.** В медицине используют физиологический раствор — раствор хлорида натрия. Рассчитайте массовую долю соли, если для приготовления 200 г раствора взято 1,7 г хлорида натрия.

*Решение.*  $\omega\%(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%.$

$$\omega\%(\text{NaCl}) = \frac{1,7 \text{ г}}{200 \text{ г}} \cdot 100\% = 0,85\%.$$

**Пример 2.** Сколько граммов нитрата калия и сколько миллилитров воды необходимо взять, чтобы приготовить 50 г раствора с массовой долей 10 %?

*Решение.* По формуле  $\omega\%(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$  найдём массу нитрата калия.

$$m(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{раствора}) \cdot \omega\%}{100\%} = \frac{50 \text{ г} \cdot 10\%}{100\%} = 5 \text{ г}.$$

Из формулы  $m(\text{раствора}) = m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})$ , найдём  $m(\text{H}_2\text{O})$   
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{KNO}_3) = 50 \text{ г} - 5 \text{ г} = 45 \text{ г}.$

Чтобы найти  $V(\text{H}_2\text{O})$ , воспользуемся формулой

$$V = \frac{m}{\rho}, \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{45 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 45 \text{ мл}.$$

*Ответ:*  $m(\text{KNO}_3) = 5 \text{ г}; V(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ мл}.$

**Молярная концентрация**, или **молярность (С)** определяется числом молей растворённого вещества, которое содержится в 1 л раствора.

$$C = \frac{v(\text{растворенного вещества})}{v(\text{раствора})}; [C] = \left[ \frac{\text{моль}}{\text{л}} \right]$$

**Пример 3.** В воде растворили 20 г едкого натра. Объём раствора оказался равным 400 мл. Определите молярную концентрацию раствора.

*Решение.* Найдём количество вещества NaOH в этом растворе.

$$v(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{20 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

Найдём молярную концентрацию раствора

$$C = \frac{v(\text{NaOH})}{v(\text{раствора})} = \frac{0,5 \text{ моль}}{\text{л}} = 1,25 \text{ моль/л.}$$

Молярная концентрация раствора 1,25 моль/л.

Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом. При этом в зависимости от природы вещества при его растворении тепло выделяется ( $\Delta H < 0$ , экзотермический процесс, растворение NaOH,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) или поглощается ( $\Delta H > 0$ , эндотермический процесс, растворение  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ).

Химическое взаимодействие растворённого вещества с растворителем приводит к образованию соединений, которые называются сольватами, а если растворителем является вода, то они называются гидратами.

Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называются кристаллогидратами, а вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной. Примеры кристаллогидратов: медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot \text{SH}_2\text{O}$ , железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (С. АРРЕНИУС, 1887 Г.)

**Электролиты** — вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся вещества с ионной или сильно полярной ковалентной связью (соли, кислоты, щелочи).

**Неэлектролиты** — вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся вещества с ковалентной неполярной или слабо полярной связью (большинство органических соединений).

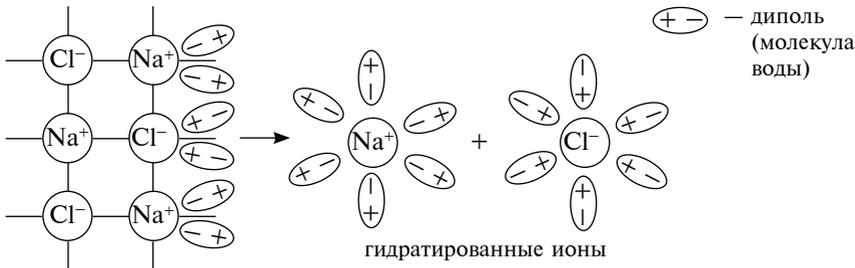
**Электролитическая диссоциация** — это распад электролитов на ионы при растворении их в воде или расплавлении.

**Основные положения ТЭД (теории электролитической диссоциации):**

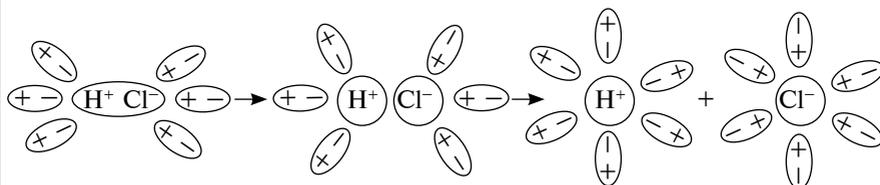
- 1) электролиты при растворении в воде распадаются на ионы, т. е. диссоциируют;
- 2) под действием электрического тока ионы движутся направленно: положительно заряженные (**катионы**) — к катоду, отрицательно заряженные (**анионы**) — к аноду;
- 3) диссоциация — процесс обратимый. Наряду с процессом распада молекул на ионы (диссоциацией) происходит процесс соединения ионов в молекулы (моляризация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например,  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ .

### Механизм диссоциации веществ с разным видом химической связи

а) NaCl — ионная связь;



б) HCl — ковалентная сильно полярная связь;



полярная молекула HCl в начале диссоциации

превращение полярной молекулы в ионную под действием диполей воды

гидратированный катион

гидратированный анион

**Степень диссоциации** ( $\alpha$ ) — это отношение числа молекул ( $n$ ), распавшихся на ионы, к общему числу молекул ( $N$ ) растворённого вещества:

$$\alpha = \frac{n}{N}; \text{ или } \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%.$$

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ( $\alpha > 40\%$ ), средние ( $\alpha \approx 9-40\%$ ), слабые ( $\alpha < 9\%$ ).

**Пример 4.** Определите силу электролита, если из каждых 200 молекул на ионы распадается 60.

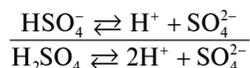
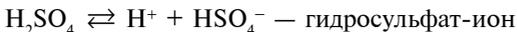
*Решение.* Найдём степень диссоциации электролита по формуле

$$\alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%; \quad \alpha = \frac{60}{200} \cdot 100\% = 30\%.$$

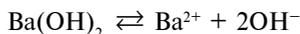
*Ответ:*  $\alpha = 30\%$ , электролит средней силы.

С позиций электролитической диссоциации, кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ;  $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

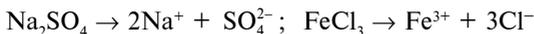
Следует помнить, что многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, отщепляя на каждой стадии один катион водорода:



**Щелочи** — это электролиты, которые при диссоциации образуют катион металла и анион гидроксильных групп:  $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$



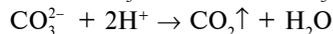
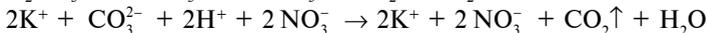
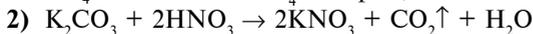
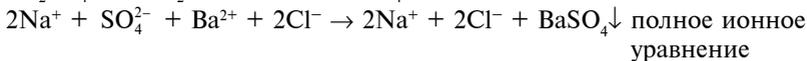
**Соли** — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков:



Кислые и основные соли диссоциируют с образованием соответственно катионов водорода и анионов гидроксильных групп:



Теория электролитической диссоциации утверждает, что все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Подобные реакции записываются в виде ионных уравнений. Например:



Необходимо помнить, что реакции ионного обмена между растворами электролитов проходят до конца только в трёх случаях:

1) если в результате реакции выпадает осадок ( $\downarrow$ );

2) если в результате реакции выделяется газ ( $\uparrow$ );

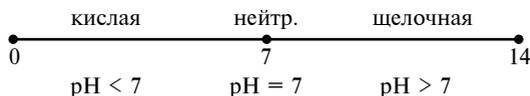
3) если в результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество (например,  $\text{H}_2\text{O}$ ).

**Водородным показателем pH** (читается пе-аш) называется десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с противоположным знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Понятие pH удобно использовать для характеристики реакции раствора: нейтральная  $\text{pH} = 7$ , кислая  $\text{pH} < 7$ , щелочная  $\text{pH} > 7$ .

Нагляднее зависимость между концентрацией ионов водорода, величиной pH и реакцией раствора можно выразить схемой:



## МЕТАЛЛЫ

### Общие свойства металлов

К элементам металлов относятся *s*-элементы главных подгрупп I, II группы, все *d*- и *f*-элементы, а также *p*-элементы главных подгрупп III группы (кроме бора), IV группы (Sn, Ge, Pb), V группы (Sb, Bi), VI группы (Po).

Атомы металлов на последнем энергетическом уровне имеют один, два, реже — три электрона. Это обуславливает способность элементов-металлов легко отдавать валентные электроны и проявлять восстановительные свойства:  $Me^0 - ne \rightarrow Me^{+n}$ .

#### Физические свойства

Физические свойства металлов объясняются строением атомов и наличием металлической связи. Они делятся на общие и специфические.

К общим физическим свойствам относятся:

- 1) металлический блеск;
- 2) тепло- и электропроводность; по электропроводности металлы располагаются в ряд: Ag, Cu, Au, Al, Fe и т. д.;
- 3) пластичность — способность изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы и вытягиваться в виде проволоки. Пластичность металлов уменьшается в ряду: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe.

К специфическим физическим свойствам относятся:

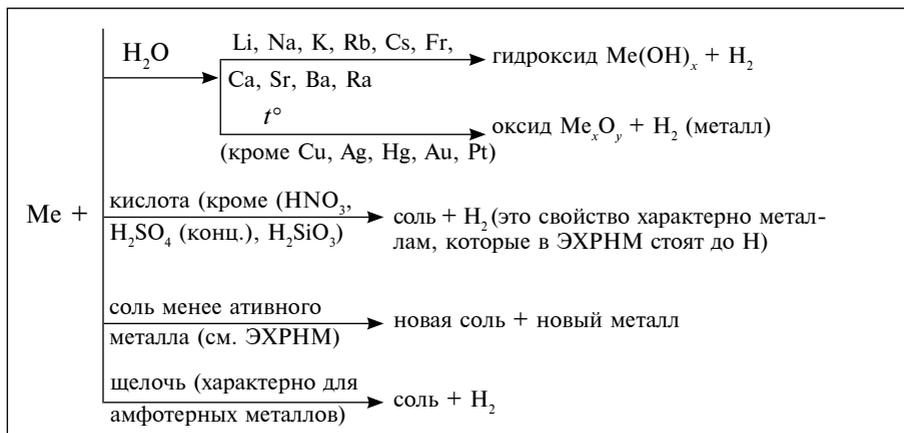
- 1) плотность металлов. Самый лёгкий металл Li ( $\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$ ), самый тяжелый — Os ( $\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$ );
- 2) температура плавления. Hg при н. у. жидкость, Cs и Ga плавятся в руке, W имеет температуру плавления  $3395 \text{ }^\circ\text{C}$ ;
- 3) твёрдость металлов. Самый твёрдый металл — Cr, он режет стекло. Самые мягкие металлы — K, Rb, Cs — легко режутся ножом.

#### Химические свойства

По своей активности металлы размещены в электрохимическом ряду напряжённостей металлов (ряд активности металлов, ряд Н. Н. Бекетова, ЭХРМ).

Li Cs K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Ag Hg Pt Au





**Металлы в природе** встречаются преимущественно в виде соединений — рудных минералов. Рудой называют такой тип природного сырья, из которого экономически выгодно получать металлы.

В земной коре металлы чаще всего встречаются в виде таких рудных минералов:

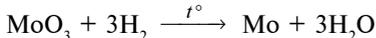
- а) оксидов: магнитный железняк  $Fe_3O_4$ , красный железняк  $Fe_2O_3$ , бокситы  $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ ;
- б) сульфидов: цинковая обманка  $ZnS$ , свинцовый блеск  $PbS$ , пирит  $FeS_2$ , киноварь  $HgS$ ;
- в) карбонатов: кальцит  $CaCO_3$  (известняк, мел, мрамор), магнезит  $MgCO_3$ ;
- г) хлоридов: каменная соль  $NaCl$ , роговое серебро  $AgCl$ .

В свободном состоянии в земной коре находятся лишь малоактивные металлы: золото  $Au$ , платина  $Pt$ , иногда серебро  $Ag$ , медь  $Cu$ . В земной коре распространены также полиметаллические руды. К ним относятся сульфидные руды, которые содержат  $Zn$ ,  $Pb$ ,  $Ag$ ,  $Cu$ ,  $Bi$  с примесями редких металлов ( $Ge$ ,  $Re$ ,  $In$ ).

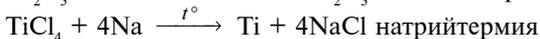
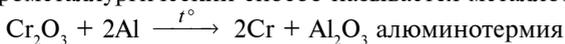
Способы получения металлов из руд, их переработку и изготовление сплавов изучает металлургия. Существует много способов получения металлов. Они базируются на восстановлении металлов из их соединений.

**Общие  
способы получения металлов**

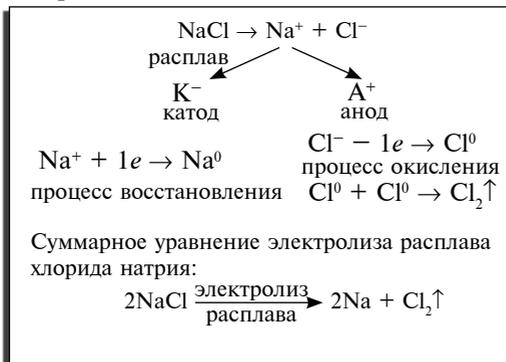
**Пирометаллургия** — способы получения металлов из руд с помощью реакции восстановления при высоких  $t^\circ$ . В качестве восстановителей используют уголь  $C$  (карботермия), оксид углерода(II)  $CO$ , водород  $H_2$ , металлы.



Если в качестве восстановителя используют активный металл, то такой пирометаллургический способ называется металлотермией:



**Электromеталлургия** — охватывает способы получения металлов электролизом.

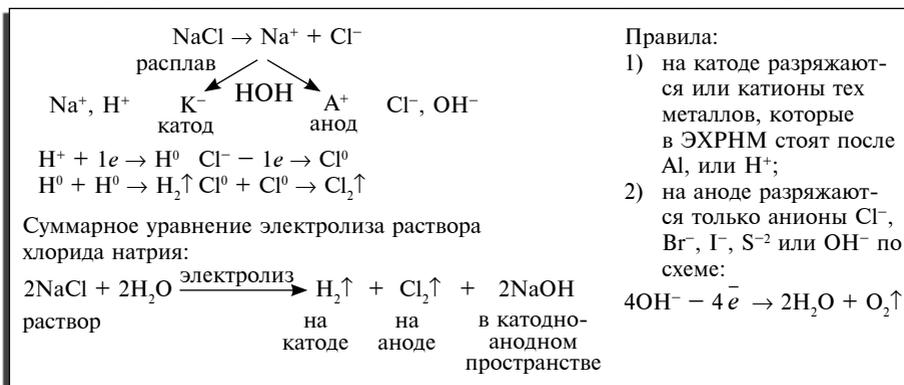


**Электролиз** — это окислительно-восстановительные реакции, которые происходят на электродах во время прохождения электрического тока через раствор или расплав электролита.

**Пример 1.** Как происходит электролиз расплава хлорида натрия?

Только электролизом **расплавов** солей можно получить щелочные металлы.

**Пример 2.** Как происходит электролиз раствора хлорида натрия?



Итак, электролизом растворов солей можно получить только металлы, которые в ЭХРМ стоят после Al.

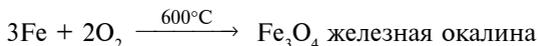
**Гидрометаллургия** охватывает способы получения металлов из растворов их солей:  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ .

В тех случаях, когда руда является сульфидом металла, её сначала переводят в оксид окислительным обжигом, а потом оксид металла восстанавливают углём. Например:



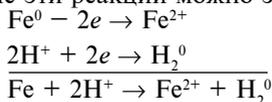
**Коррозия** — это разрушение металла под воздействием окружающей среды. Различают два вида коррозии: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия обусловлена взаимодействием металлов с сухими газами или неэлектролитами. На её скорость влияет температура

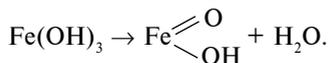


**Электрохимическая коррозия** — это разрушение металла при контакте двух разных металлов в присутствии воды или другого электролита. Примером может быть коррозия железа в контакте с медью в растворе электро-

лита — соляной кислоты. При этом более активный металл Fe окисляется, посылая электроны атомам Cu, и переходит в раствор в виде ионов  $\text{Fe}^{2+}$ . Ионы  $\text{H}^+$  направляются к меди (катоде), где принимают электроны и разряжаются. В ионной форме эти реакции можно записать уравнением:



На катодах вместо разрядки ионов  $\text{H}^+$  может происходить процесс восстановления кислорода:  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$ . В этом случае ионы  $\text{Fe}^{2+}$  соединяются с ионами  $\text{OH}^-$ :  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$ . А дальше  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Последний частично отщепляет воду и при этом образуется соединение, которое по составу отвечает бурой ржавчине;



На скорость электрохимической коррозии влияют температура, кислотность среды, различия в активности металлов.

Способы защиты металлов от коррозии:

- 1) защитные поверхностные покрытия металлов (покрытия цинком, оловом, краской, лаком);
- 2) создание сплавов с антикоррозионными свойствами;
- 3) протекторная защита;
- 4) введение ингибиторов — веществ, замедляющих коррозию.

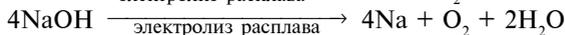
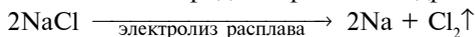
### Подгруппа щелочных металлов (главная подгруппа I группы)

Li ... $2s^1$	$r^\circ$ пл. уменьшается химическая активность увеличивается восстановительные спо- собности возрастают	+1	химическая активность увеличивается	LiOH	растворимость в воде возрастает
Na ... $3s^1$		$\text{Li}_2\text{O}$		NaOH	
K ... $4s^1$		$\text{Na}_2\text{O}$		KOH	
Rb ... $5s^1$		$\text{K}_2\text{O}$		RbOH	
Cs ... $6s^1$		$\text{Rb}_2\text{O}$		CsOH	
Fr ... $7s^1$		$\text{Cs}_2\text{O}$		FrOH	
s-элементы, активные металлы		$\text{Fr}_2\text{O}$ щелочные оксиды		основания	
$\text{Na} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $(+11) \left. \begin{array}{l} ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \end{array} \right\} \dots \left[ \begin{array}{c} \uparrow \\ 3s^1 \end{array} \right] \text{Na} \cdot$		$\text{K} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ $(+19) \left. \begin{array}{l} ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \end{array} \right\} \dots \left[ \begin{array}{c} \uparrow \\ 4s^1 \end{array} \right] \text{K} \cdot$			

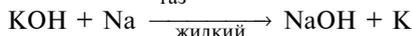
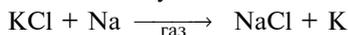
**Распространение в природе:** в земной коре  $\omega(\text{Na}) = 2,64 \%$ ,  $\omega(\text{K}) = 2,60 \%$ , встречаются в виде хлоридов — каменная соль  $\text{NaCl}$ , сильвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , натрий встречается также в виде сульфата  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  глауберова соль, нитрата —  $\text{NaNO}_3$ .

**Получение**

Натрий получают электролизом расплавленного хлорида натрия или гидроксида натрия (едкого натра):



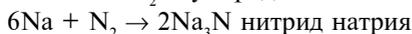
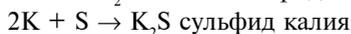
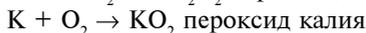
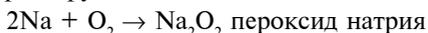
Калий также можно получить электролизом KCl и KOH. Однако промышленное получение калия основывается на таких реакциях:

**Физические свойства**

Натрий и калий — серебристо-белые металлы, плотность натрия — 0,97, калия — 0,86 г/см<sup>3</sup>, очень мягкие, легко режутся ножом. Натрий окрашивает пламя горелки в желтый цвет, калий — в фиолетовый.

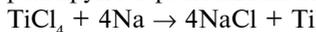
**Химические свойства**

1) реагируют с неметаллами:



2) реагируют с водой  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$   
гидроксид  
натрия

3) реагируют с расплавами солей менее активных металлов



Оксиды натрия и калия можно получить при взаимодействии соответствующих пероксидов с металлами:



пероксид натрия



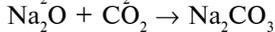
пероксид калия

Оксиды натрия и калия обладают свойствами основных оксидов. Они взаимодействуют:

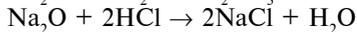
с водой



с кислотными оксидами



с кислотами



**Гидроксиды натрия и калия.** NaOH имеет название «гидроксид натрия», «едкий натр», «каустик», «каустическая сода»; KOH — «гидроксид калия», «едкое кали».

Их получают электролизом водных растворов хлорида натрия (хлорида калия)  $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{KOH}$  и карбонатным способом:  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$ .

Гидроксиды натрия и калия, как щелочи, имеют такие свойства:

- 1) растворы изменяют окраску индикаторов  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ,  $\text{pH} > 7$ ;
- 2) реагируют с кислотными оксидами  $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;

- 3) реагируют с кислотами  $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4) реагируют с солями менее активных металлов:  
 $2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$ ;
- 5) реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами:  
 $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$   
цинкат тетрагидроксо-  
натрия цинкат натрия

Применение соединений натрия и калия:

- для гидролиза органических соединений ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ );
- в производстве мыла (жидкого —  $\text{KOH}$ , твердого —  $\text{NaOH}$ );
- в производстве минеральных удобрений ( $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$ );
- в производстве стекла;
- для консервирования, в пищевой промышленности, для производства  $\text{NaOH}$ , хлора, соляной кислоты, соды.

### Кальций и его соединения

В земной коре  $\omega\%(\text{Ca}) = 3,6\%$ . Наиболее распространены такие соединения кальция: кальцит  $\text{CaCO}_3$  (из него образованы массивы известняка, мрамора, мела), доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ , фосфориты, апатиты и т. д.



Кальций получают электролизом расплава хлорида кальция:  $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} \text{Ca} + \text{Cl}_2\uparrow$

#### Получение

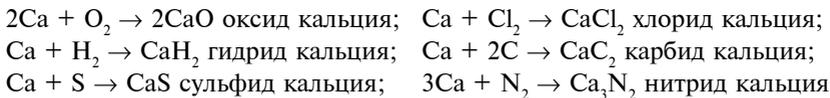
**Кальций** — серебристо-белый металл; лёгкий, его плотность  $1,54 \text{ г/см}^3$ ; пластичный; твёрже щелочных металлов;  $t^\circ \text{ пл.} = 842^\circ \text{C}$ .

#### Физические свойства

Активный металл, сильный восстановитель, реагирует с:

#### Химические свойства

1) неметаллами

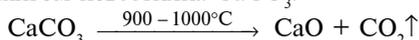


2) водой  $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ .

Кальций используют в производстве чугуна и стали для очистки их от кислорода, серы, фосфора; для получения сплавов со свинцом, из которых изготавливают подшипники; для восстановления некоторых тугоплавких металлов ( $\text{Ti}$ ,  $\text{Zr}$ , др.) из их оксидов.

#### Применение

**Оксид кальция CaO** — это кристаллическое вещество белого цвета, очень тугоплавкое ( $t^\circ = 2627$  °C). Другие названия — негашеная известь, жжёная известь, кипелка. В промышленности оксид кальция CaO получают обжигом известняка  $\text{CaCO}_3$ :



CaO — основной оксид, он реагирует с:

1) водой



2) кислотными оксидами  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ ;

3) кислотами  $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ ;

4) углём  $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$ .

Оксид кальция используют в строительстве как вяжущий материал.

**Гидроксид кальция Ca(OH)<sub>2</sub>** — твёрдое вещество белого цвета. Второе название — гашеная известь. Водная суспензия его называется известковым молоком, водный раствор — известковой водой.

Образуется гашением (взаимодействием с водой) негашеной извести:



Как сильное основание взаимодействует с:

1) кислотами  $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

2) кислотными оксидами  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ .

Это качественная реакция на ион  $\text{Ca}^{2+}$ . **белый**

Гашеная известь  $\text{Ca(OH)}_2$  широко используется в строительстве как вяжущий материал; в сельском хозяйстве — для известкования почв; как компонент шихты в производстве стекла.

**Жёсткость воды** — совокупность свойств, которые обусловлены наличием в воде ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Жёсткость бывает временной и постоянной.

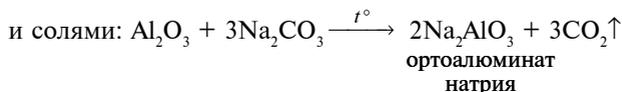
Карбонатная (временная)	Некарбонатная (постоянная)
$\text{Ca(HCO}_3)_2, \text{Mg(HCO}_3)_2$	$\text{CaCl}_2, \text{CaSO}_4, \text{MgCl}_2, \text{MgSO}_4$
Устранение жёсткости	
Кипячение $\text{Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Добавление соды (содовый метод) $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Добавление соды $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$	Добавление NaOH (натронный метод) $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$
	Добавление $\text{Na}_3\text{PO}_4$ (фосфатный метод) $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{NaCl}$

## Алюминий и его соединения

### Распространение в природе

Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,8 %. Важнейшие природные соединения алюминия — алюмосиликаты (глина  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ , нефелин  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ ), бокситы (основной компонент  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ), корунд  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , криолит  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$  или  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ .



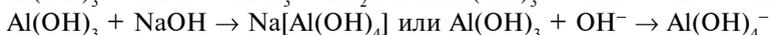
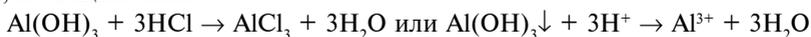


**Корунд ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )** используют для изготовления абразивных материалов (шлифовальные порошки или круги), **глинозем ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )** используют как сырьё для производства алюминия и как адсорбент.

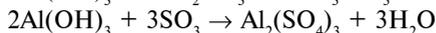
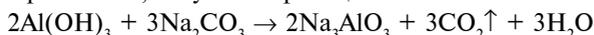
**Гидроксид алюминия ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ )** — белое твёрдое вещество, в воде не растворяется. Получают опосредованным способом — из солей алюминия, действуя на них щелочами:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  — типичный амфотерный гидроксид. Реагирует и с кислотами, и со щелочами:



Кроме того, вступает в реакции с:



Гидроксид алюминия используется как адсорбент и как сырьё для производства глинозёма.

## Железо и его соединения



**Распространение в природе.** Общее содержание железа в земной коре составляет 5,1 %. Наиболее важные его руды — пирит  $\text{FeS}_2$ , бурый железняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , красный железняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , магнитный железняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , шпатовый железняк  $\text{FeCO}_3$ .

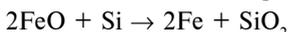
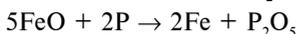
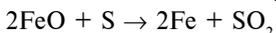
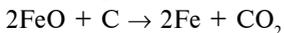
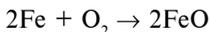
**Получение железа.** Получение железа из руд основывается на восстановлении его оксидов коксом или оксидом углерода(II). При этом получают не чистое железо, а его сплав с углеродом и другими примесями (Si, Mn, S, P). Этот сплав называется чугуном.

### Получение чугуна

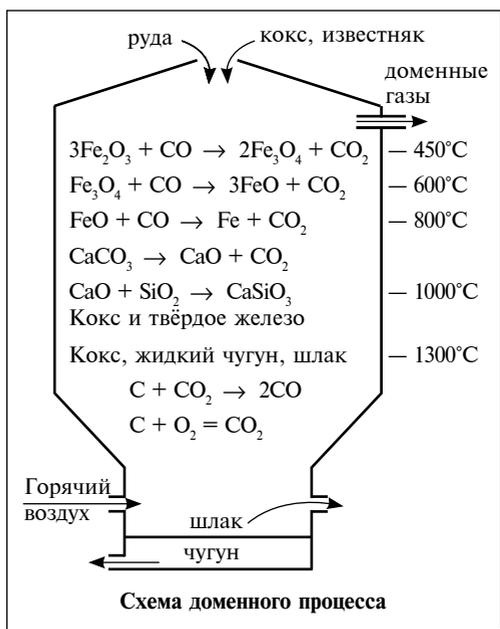
Чугун — это сплав железа с углеродом, в котором  $\omega(\text{C}) > 2\%$ ; сталь — это сплав железа с углеродом, в котором  $\omega(\text{C}) < 2\%$ .

Переработка чугуна в сталь состоит в выжигании определённого количества углерода и других примесей. Сталь выплавляют кислородно-конвертным, мартеновским и электрометаллургическим способами.

При выплавке стали кислородно-конвертерным способом в расплавленный чугун продувают кислород. При этом часть железа окисляется, и его оксиды окисляют примеси других элементов:



В мартеновском или электрометаллургическом способе выплавки стали шихта состоит из расплавленного чугуна, лома, руды, и примеси окисляются оксидами железа, находящимися в ломе и руде.



Железо — блестящий серебристо-белый металл, его плотность — 7,8 г/см<sup>3</sup>,  $t^\circ$  пл. = 1539 °С, пластичный, намагничивается и размагничивается, а поэтому из него изготавливают сердечники динамомашин и электромоторов.

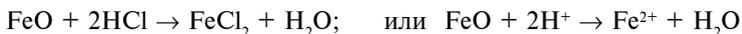
**Физические свойства**

Железо вступает в реакции с:

- 1) неметаллами  $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4$  железная окалина  
 $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeCl}_3$  хлорид железа(III)  
 $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$  сульфид железа(II)
- 2) водой при  $t^\circ = 700\text{--}900$  °С  
 $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$
- 3) кислотами  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$   
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$   
 $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
- 4) растворами солей менее активных, чем Fe, металлов  
 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ ;  $\text{Fe}^0 + \text{Cu} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ .

**Химические свойства**

**Оксид железа(II) FeO** — черный порошок, легко окисляется. Получают восстановлением оксида железа(III):  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2\text{FeO} + \text{CO}_2$ . Проявляет свойства основных оксидов: легко растворяется в кислотах, образуя соли:

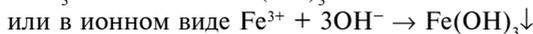
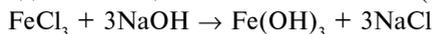


**Гидроксид железа(II) Fe(OH)<sub>2</sub>** образуется в результате действия щелочей на соли железа(II):  $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

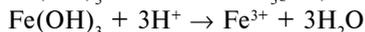
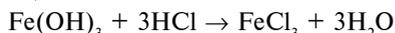
белый, потом зеленоватый

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  легко окисляется кислородом воздуха, переходя в гидроксид железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (бурый):  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

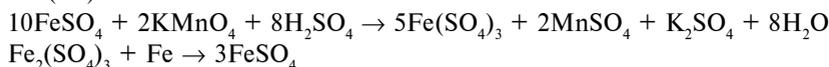
**Гидроксид железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$**  образуется в виде красно-бурого осадка при действии щелочей на соли железа(III):



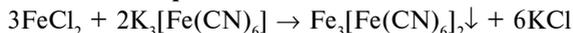
Гидроксид железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  имеет слабо выраженную амфотерность: он растворяется в разбавленных кислотах и концентрированных растворах щелочей:



Соли железа(II) обладают восстановительными свойствами, а соли железа(III) — окислительными:

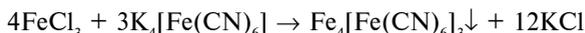


**Качественные реакции на ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ :**



красная турнбулева

красная соль                      синь



желтая кровяная берлинская  
соль                                      лазурь

## ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ О НЕМЕТАЛЛАХ

К неметаллам относятся элементы, у атомов которых на последнем энергетическом уровне от 4 до 8 электронов. Это *p*-элементы. В периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева 22 неметалла, и они находятся в конце периодов. Для завершения внешних уровней атомы неметаллов присоединяют электроны. В этом случае они являются окислителями.

В периоде способность присоединять электроны возрастает слева направо, в группе — снизу вверх. Наиболее ярко она выражена у атомов фтора.

Взаимодействия с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионным типом связи, примерами которых могут быть хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , оксид кальция  $\text{CaO}$ , сульфид калия  $\text{K}_2\text{S}$ . При определённых условиях неметаллы реагируют между собой, при этом образуются соединения с ковалентными связями (полярными и неполярными). Примерами первых являются вода  $\text{H}_2\text{O}$ , хлороводород  $\text{HCl}$ , аммиак  $\text{NH}_3$ , вторых — кислород  $\text{O}_2$ , водород  $\text{H}_2$ .

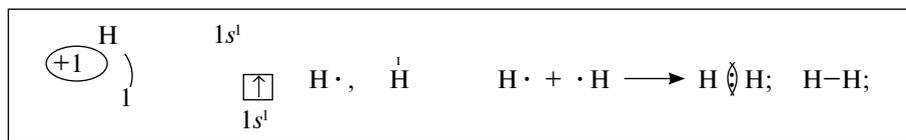
С водородом неметаллы образуют летучие водородные соединения типа  $\text{RH}_4$  (для элементов главной подгруппы IV группы),  $\text{RH}_3$  (для элементов

главной подгруппы V группы),  $H_2R$  (для элементов главной подгруппы VI группы),  $HR$  (для элементов главной подгруппы VII группы).

С кислородом неметаллы образуют оксиды. В одних из них они проявляют максимальную валентность, которая равна номеру группы (например,  $S^{VI}O_3$ ,  $N^{V}O_5$ ), в других — низшую (например,  $S^{IV}O_2$ ,  $N^{III}O_3$ ). Кислотным оксидам соответствуют кислоты. Из двух кислородосодержащих кислот, образованных одним и тем же неметаллом, сильнее будет та, в которой неметалл имеет максимальную валентность. Например,  $HNO_3$  сильнее, чем  $HNO_2$ ;  $H_2SO_4$  сильнее, чем  $H_2SO_3$ .

При нормальных условиях такие неметаллы, как  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ , газы,  $Bг_2$  — жидкость, а остальные — твёрдые вещества.

## Водород и его соединения



Степень окисления +1:  $H_2^+$ ,  $H^+Cl$ ,  $H^+NO_3$ ,

степень окисления -1:  $NaNH^-$ ,  $CaH_2^-$

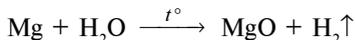
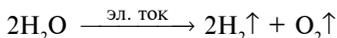
$H_2$  — водород, простое вещество.

При одних условиях водород проявляет металлические свойства (отдаёт электрон), при других — неметаллические (принимает электрон). Однако по свойствам он более схож с галогенами, чем со щелочными металлами. Поэтому водород размещают в VII и I группах ПСХЭ.

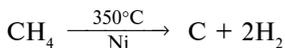
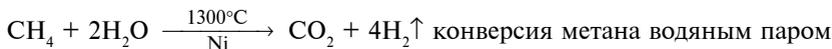
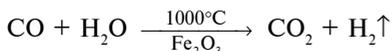
Входит в состав воды, органических соединений, в свободном состоянии содержится в некоторых природных газах. Составляет половину массы Солнца, на Земле  $\omega\%(H) = 1\%$ .

**Распространение в природе**

В лабораторных условиях:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$



В промышленности  $C + H_2O \xrightarrow{1000^\circ C} CO + H_2 \uparrow$  конверсия угля



**Получение**

**Физические свойства**

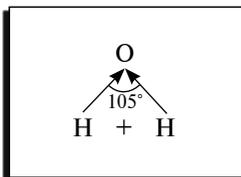
Газ без цвета, вкуса и запаха, в 14,5 раз легче воздуха, малорастворим в воде,  $t^{\circ}$  кип. =  $-253^{\circ}\text{C}$ . Имеет изотопы — протий ( ${}^1_1\text{H}$ ), дейтерий ( ${}^2_1\text{D}$ ), тритий ( ${}^3_1\text{T}$ ).

**Химические свойства**

- 1) реагирует с неметаллами
- $$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^{\circ}} 2\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{HCl} \text{ гидргенхлорид, хлороводород}$$
- $$\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{H}_2\text{S} \text{ гидросульфид, сероводород}$$
- 2) реагирует с металлами
- $$2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^{\circ}} 2\text{NaN} \text{ гидрид натрия}$$
- $$\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^{\circ}} \text{CaH}_2 \text{ гидрид кальция}$$
- 3) восстанавливает металлы из их оксидов
- $$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$

**Применение**

Сырьё для получения аммиака, органических веществ, как экологически чистое топливо; как восстановитель в металлургии.

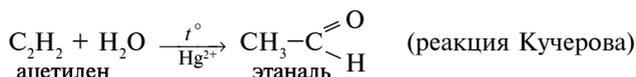
**Вода и ее свойства**

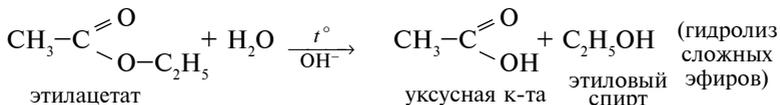
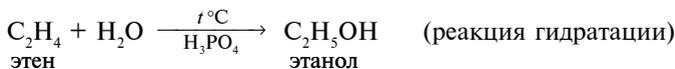
**Вода** — одно из наиболее распространённых и важных веществ на Земле. Её объём превышает 1,4 млрд. км<sup>3</sup>. По физическим свойствам это прозрачное вещество без цвета и запаха, замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$ , а кипит при  $100^{\circ}\text{C}$ .

Молекула воды имеет угловую форму и является диполем. Благодаря полярности молекул воды электролиты в ней диссоциируют на ионы. Образует водородные связи  $\text{H}-\text{O}\dots\text{H}-\text{O}\dots\text{H}-\text{O}\dots$ ; этим объясняются аномалии её физических свойств: максимальная плотность при  $4^{\circ}\text{C}$ , высокие температуры плавления и кипения, наибольшая теплоёмкость.

**Химические свойства**

- 1) реагирует со щелочными и щелочно-земельными металлами:
- $$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$$
- 2) реагирует с гидридами металлов  $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$
- 3) реагирует с оксидами щелочных и щелочно-земельных металлов
- $$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$$
- 4) реагирует с кислотными оксидами  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 5) образует кристаллогидраты  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- 6) реагирует с органическими веществами





Сырьё для получения водорода и кислорода; среда для проведения ионных реакций; как теплообменник при нагревании и охлаждении.

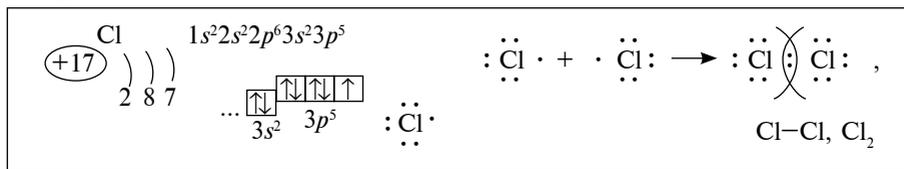
### Применение

## Подгруппа галогенов (главная подгруппа VII группы)

	Кол-во $\bar{e}$ на внешн. уровне	Строение внешн. уровня	↓ атомный радиус увеличивается; неметаллические свойства, электроотрицательность, окислительная активность уменьшается	Формула простого вещества	Агрегатное состояние	$t^\circ$ кип, $^\circ\text{C}$	Соединения
Флуор F	7	$\dots 2s^2 2p^5$		$\text{F}_2$	газ, светло-зеленый	-188	HF
Хлор Cl	7	$\dots 3s^2 3p^5$		$\text{Cl}_2$	газ желто-зеленый	-34	HCl
Бром Br	7	$\dots 4s^2 4p^5$		$\text{Br}_2$	жидкость красно-коричневая	59	HBr
Йод I	7	$\dots 5s^2 5p^5$		$\text{I}_2$	кристаллы темно-фиол.	184	HI
Астат At	7	$\dots 6s^2 6p^5$		$\text{At}_2$	тверд.	299	
неметаллы							↓ сила кислот увеличивается

Стремясь завершить внешний уровень, все галогены присоединяют по одному электрону, проявляя степень окисления  $-1$ . Эту степень окисления галогены проявляют в соединениях с водородом и металлами (HCl, NaCl). Однако атомы галогенов, кроме фтора, могут проявлять и положительные степени окисления:  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ .

## Хлор и его свойства

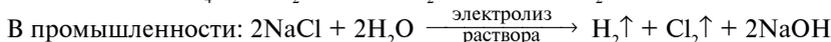
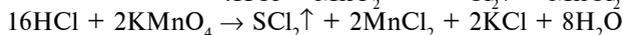
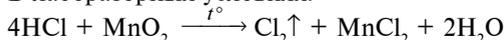


В свободном состоянии хлор встречается только в вулканических газах. Чаще всего, он встречается в природе в виде хлоридов натрия, калия, магния.

### Распространение в природе

**Получение**

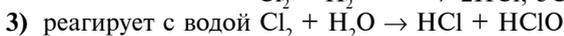
В лабораторных условиях:

**Физические свойства**

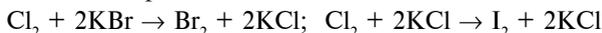
Газ желто-зеленого цвета с резким запахом, тяжелее воздуха в 2,5 раза, хорошо растворяется в воде (его раствор называется хлорной водой), ядовитый.

**Химические свойства**

2) реагирует со многими неметаллами



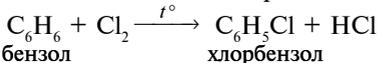
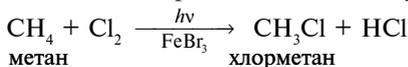
4) вытесняет бром и иод из их соединений



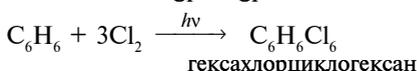
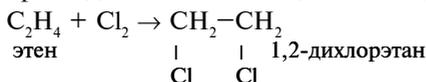
5) реагирует со щелочами  $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$



6) замещает водород в насыщенных углеводородах и аренах



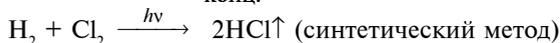
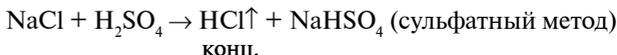
7) присоединяется к насыщенным соединениям, бензолу

**Применение**

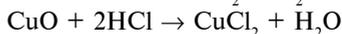
Хлор используется для обеззараживания питьевой воды; отбеливания тканей, бумажной массы; для получения соляной кислоты, хлорной извести.

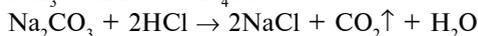
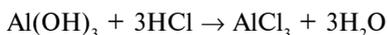
**Соединения хлора**

**Хлороводород HCl** — это бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, очень хорошо растворяется в воде (в 1 л воды при 0 °C растворяется 500 л хлороводорода);  $t^\circ$  кип. = -84 °C;  $t^\circ$  тв. = -112 °C.

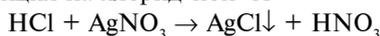
**Получение**

**Раствор HCl в воде** — это хлороводородная или соляная кислота — имеет такие химические свойства:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$



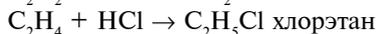
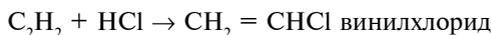


Качественная реакция на хлорид-ион  $\text{Cl}^-$

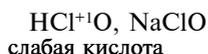


белый творожистый

Сухой хлороводород может взаимодействовать с ненасыщенными углеводородами:

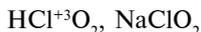


Гипохлоритная (хлорноватистая) кислота и её соли — гипохлориты



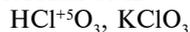
**Кислородосодержащие соединения хлора**

Хлоритная (хлористая) кислота и её соли — хлориты



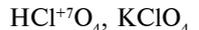
несколько более сильная кислота

Хлоратная (хлорноватая) кислота и её соли — хлораты, наиболее важной среди них является бертолетова соль



очень сильная кислота

Перхлоратная (хлорная) кислота и её соли — перхлораты

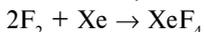


самая сильная кислота

Все кислородосодержащие соединения хлора являются сильными окислителями.

## Фтор, бром, иод

**Фтор** — ядовитый светло-зелёный газ, самый сильный окислитель



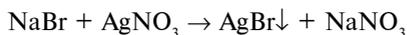
**Бром** — тяжелая красно-бурая жидкость. Пары брома ядовиты.

**Иод** — черно-фиолетовое твердое вещество с металлическим блеском, при нагревании превращается в пары фиолетового цвета, которые при охлаждении снова кристаллизуются. Происходит сублимация иода (возгонка) — переход вещества из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкое состояние.

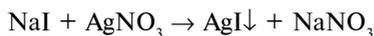
**Качественная реакция на свободный иод** — это взаимодействие с крахмалом (реакционная смесь приобретает синий цвет).

**Качественная реакция на галогены** — образование цветных осадков с нитратом серебра:  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$

белый творожистый

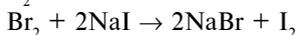
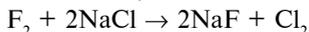


желтый



зеленоватый

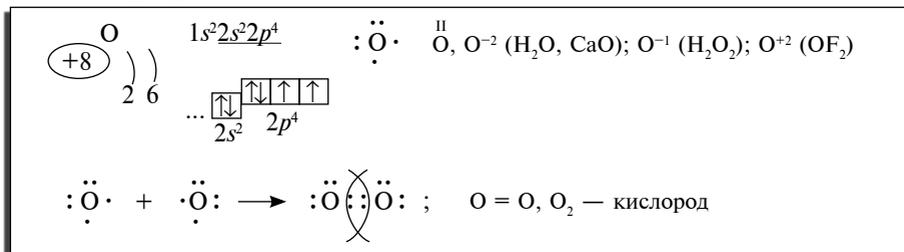
Более активные галогены могут вытеснять менее активные из их солей:



### Подгруппа кислорода (халькогены, главная подгруппа VI группы)

	Число $\bar{e}$ на внешн. уровне	Строение внешн. уровня	↓ Неметаллические свойства, электроотрицательность, хими- ческая активность уменьшаются		Низшая степень окисления	Высшая сте- пень окисления	
Оксиген O	неметаллы } 6 $\bar{e}$	...2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	-2	+4	+6		
Сулфур S		...3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	H <sub>2</sub> O	SO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
Селен Se		...4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SeO <sub>2</sub>	SeO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>
Теллур Te		...5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	TeO <sub>2</sub>	TeO <sub>3</sub>	H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub>
Полоний Po	металл пров. эл. ток } 6 $\bar{e}$	...6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	H <sub>2</sub> Te	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	PoO <sub>2</sub>		
		p-элементы					

### Кислород и его свойства



Имеет аллотропные модификации  $\text{O}_2$  — кислород,  $\text{O}_3$  — озон. **Озон** — это голубоватый газ с характерным запахом, более сильный окислитель, чем кислород.  $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$

Разрушает органические вещества, окисляет многие металлы, в том числе золото Au и платину Pt.

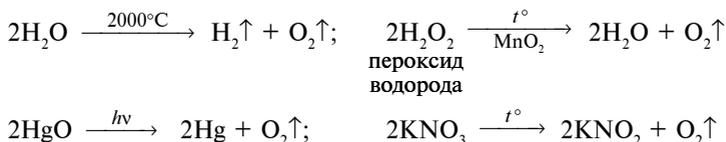
#### Распространение в природе

**Кислород** — самый распространённый элемент. Он составляет 47,2 % массы земной коры. В воздухе кислорода 20,95 % по объёму или 23,15 % по массе. Входит в состав воды, горных пород, многих минералов и солей. Содержится в белках, жирах и углеводах, из которых состоят организмы.

#### Получение

В лабораторных условиях  $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$   
бертолетова соль

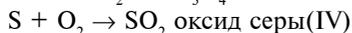
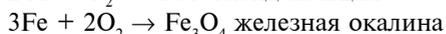
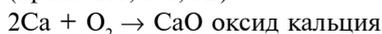




**Кислород** — газ без цвета, вкуса и запаха. Он немного тяжелее воздуха. В воде растворяется мало, кипит при температуре — 183 °С. Природный кислород имеет три изотопа:  $^{16}\text{O}$  (99,76 %),  $^{17}\text{O}$  (0,04 %),  $^{18}\text{O}$  (0,20 %).

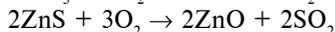
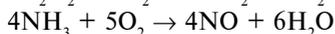
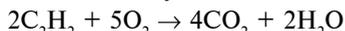
### Физические свойства

1) способен образовывать оксиды со всеми элементами (кроме He, Ne, Ar)



Непосредственно кислород не реагирует с галогенами, золотом и платиной; их оксиды получают непрямым способом.

2) взаимодействуют со сложными веществами

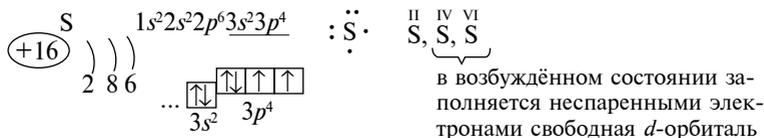


### Химические свойства

Кислород необходим для обжига сульфидных руд, обеспечения функционирования всех топливных печей, интенсификации химических и металлургических процессов, дыхания живых существ, получения азотной и серной кислот, в медицине.

### Применение

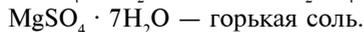
## Сера как простое вещество и химический элемент



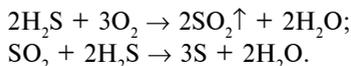
В соединениях проявляет степени окисления –2 ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ), +4 ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CaSO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), +6 ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ).

Сера как простое вещество существует в трёх аллотропных модификациях: ромбическая  $\text{S}_8$  (наиболее устойчивая), моноклинная и пластическая.

В природе сера встречается в самородном (свободном) состоянии. Наиболее важными природными соединениями её являются:  $\text{FeS}_2$  железный колчедан, пирит;



### Распространение в природе

**Получение****Физические свойства**

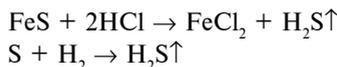
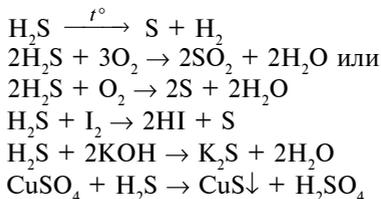
Это твёрдое хрупкое вещество желтого цвета, в воде практически не растворяется. Хорошо растворяется в сероуглероде, анилине. Плохо проводит тепло и электрический ток.  $t^\circ \text{ кип.} = 444,6^\circ \text{C}$ .

**Химические свойства**

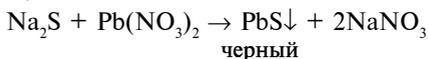
Сера легко образует соединения с металлами  $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$  и неметаллами:  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ ,  
 $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ ,  $2\text{S} + \text{C} \rightarrow \text{CS}_2$ .

**Соединения серы**

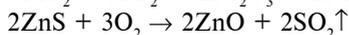
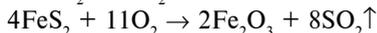
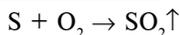
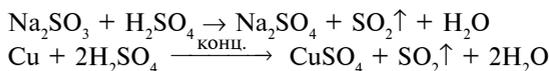
$\text{H}_2\text{S}$  сероводород, гидросенсульфид — бесцветный газ с запахом тухлых яиц, хорошо растворяется в воде. Водный раствор его называют сероводородной (сульфидной) кислотой.

**Получение****Химические свойства**

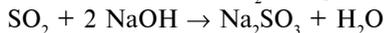
Качественная реакция на  $\text{S}^{2-}$ :

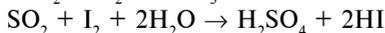


$\text{SO}_2$  — оксид серы(IV), диоксид серы, сернистый газ — бесцветный газ с резким удушливым запахом. При охлаждении до  $-10^\circ \text{C}$  сжижается, переходя в бесцветную жидкость, а при  $-73^\circ$  затвердевает.

**Получение****Химические свойства**

$\text{SO}_2$  является кислотным оксидом.





$\text{SO}_2$  используют как сырьё для получения серной кислоты, для сохранения плодов и ягод.

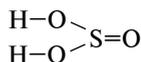
$\text{SO}_3$  — оксид серы(VI), триоксид серы, серный ангидрид — это жидкость, которая кипит при 45 °С, затвердевает при 17 °С.

Является кислотным оксидом:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$ ;  
 $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Раствор  $\text{SO}_3$  в серной кислоте называют *олеумом*. Получают  $\text{SO}_3$  окислением  $\text{SO}_2$ :  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

$\text{H}_2\text{SO}_3$  — сернистая (сульфитная) кислота.

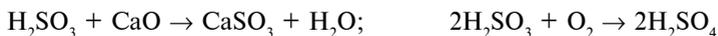
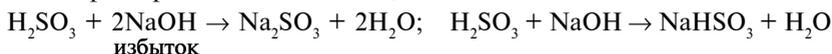
Это двухосновная кислота, поэтому диссоциирует ступенчато и образует две группы солей:



$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$      $\text{NaHSO}_3$  — гидросульфит натрия (кислая соль)

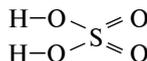
$\text{HSO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$      $\text{Na}_2\text{SO}_3$  — сульфит натрия (средняя соль)

Сернистая кислота — это слабый электролит, нестойкое соединение. Способна реагировать с такими веществами:



сильный  
восстановитель

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — серная (сульфатная) кислота — это тяжелая бесцветная маслянистая жидкость, чрезвычайно гигроскопичная. Поглощает воду, выделяя большое количество тепла.



### НЕЛЬЗЯ ВОДУ ЛИТЬ В КОНЦЕНТРИРОВАННУЮ КИСЛОТУ!

Образует две группы солей:

$\text{NaHSO}_4$  гидросульфат натрия (кислая)

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  сульфат натрия (средняя)

Используется в производстве многих кислот, удобрений, органических соединений, зарядке аккумуляторов, производстве красителей, моющих средств, взрывчатых веществ, химических волокон.

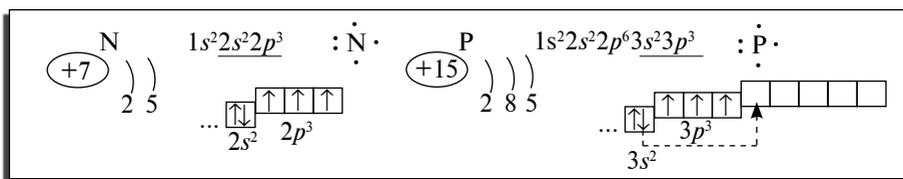
### Химические свойства

Общекислотные	Специфические
<p>1) <math>\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^{2-}</math>  <math>\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}</math></p>	<p>1) <math>\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Me}</math> конц. <math>\begin{cases} \text{до Mg} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Mg-Pb} \rightarrow \text{соль} + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O} \\ \text{после Pb} \rightarrow \text{соль} + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} \end{cases}</math></p> <p><math>4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{Zn} \rightarrow 3\text{ZnSO}_4 + \text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}</math> конц.</p>

Общекислотные	Специфические
2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ разб. $2\text{H}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$	2) реагирует с неметаллами $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ конц.
3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	3) обугливает органические вещества $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 12\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ сахароза      конц.
4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	4) качественная реакция на сульфат-ион $\text{SO}_4^{2-}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ белый
5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	

### Подгруппа азота (главная подгруппа V группы)

	Кол-во $\bar{e}$ на внешн. уровне	Строение внешнего уровня		Нижшая степень окисления -3	Высшая степень окисления +5
Нитроген N	} 5 $\bar{e}$ } 5 $\bar{e}$ } 5 $\bar{e}$ } 5 $\bar{e}$ } 5 $\bar{e}$ металлы	...2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	↓ атомный радиус увеличивается, неметаллические свойства, электроотрицательность уменьшаются	NH <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HNO <sub>3</sub>
Фосфор P		...3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>		PH <sub>3</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HPO <sub>3</sub>
Арсен As		...4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>		AsH <sub>3</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>
Стибий St		...5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>		SbH <sub>3</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> · 10H <sub>2</sub> O
Бисмут Bi		...6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>		BiH <sub>3</sub>	кислотные
		<i>p</i> -элемент			



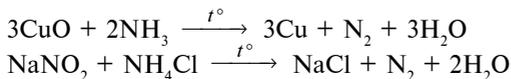
### Азот и его свойства

#### Распространение в природе

Азот в природе встречается преимущественно в свободном состоянии. В воздухе его содержится 78,09 % объема. Соединения азота в небольших количествах есть в почве, также он входит в состав белковых веществ и многих природных органических соединений.

#### Получение

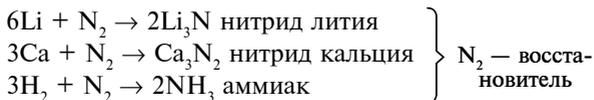
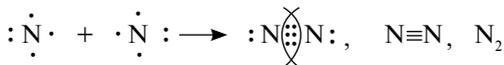
В промышленности — из жидкого воздуха.  
 В лаборатории  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



**Азот** — газ без цвета, запаха и вкуса, легче воздуха.  
Практически не растворяется в воде.

Имеет  $t^\circ$  кип. =  $-196^\circ\text{C}$ ,  $t^\circ$  тв. =  $-196^\circ\text{C}$ .

**Физические свойства**



**Химические свойства**



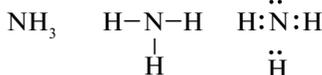
**Степени окисления азота:**  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ ;  $\overset{0}{\text{N}}_2$ ;  $\overset{+}{\text{N}}_2\text{O}$ ;  $\overset{+3}{\text{N}}_2\text{O}_3$ ;  $\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$ ;  $\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$

Как сырьё для получения аммиака, азотных удобрений, как газ для создания инертной атмосферы.

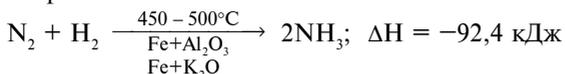
**Применение**

## Соединения азота

**Аммиак**  $\text{NH}_3$  — это бесцветный газ с характерным резким запахом, почти в два раза легче воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (в 1 объёме воды растворяется до 700 объёмов  $\text{NH}_3$ ). Его водный раствор называется аммиачной водой.

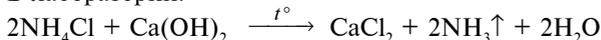


В промышленности:



**Получение**

В лаборатории:



Проявляет свойства основания и восстановителя  
 $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  некаталитическое окисление

**Химические свойства**

$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  каталитическое окисление

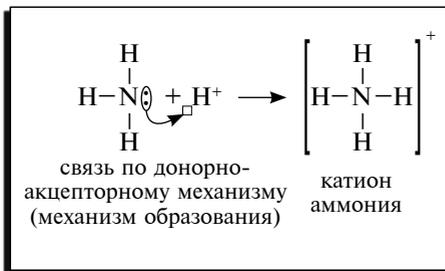
$2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$  восстанавливает металлы

$2\text{NH}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{AlN} + 3\text{H}_2\uparrow$  реагирует с металлами

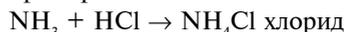
$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$  реагирует с кислотами

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  реагирует с водой

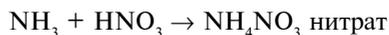
## Соли аммония



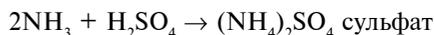
Соли аммония получают взаимодействием аммиака с кислотами, например:



хлорид аммония

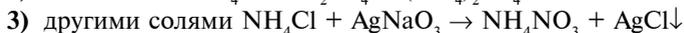
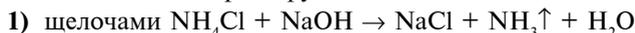


нитрат аммония

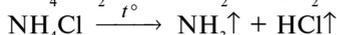
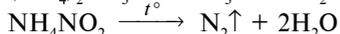


сульфат аммония

Соли аммония реагируют с:



4) разлагаются при нагревании (сублимируют)



5) гидролизуются  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Качественная реакция на ион аммония  $\text{NH}_4^+$



## Оксиды азота

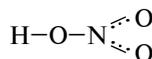
Азот образует шесть кислородосодержащих соединений:

$+1$ $\text{N}_2\text{O}$	$+2$ $\text{NO}$	$+3$ $\text{N}_2\text{O}_3$	$+4$ $\text{NO}_2$ ( $\text{N}_2\text{O}_4$ )	$+5$ $\text{N}_2\text{O}_5$
оксид азота(I)	оксид азота(II)	оксид азота(III)	оксид азота(IV)	оксид азота(V)
несолеобразные		солеобразные		
газ, бесцветный, имеет сладковатый запах	бесцветный газ	сине-зеленая жидкость, ангидрид азотистой кислоты	газ бурого цвета	бесцветное кристаллическое вещество, ангидрид азотной кислоты

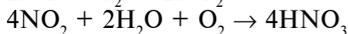
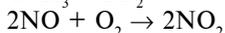
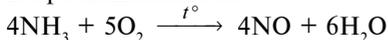
$\text{NO}$ — оксид азота(II)	$\text{NO}_2$ — оксид азота(IV)
<b>Получение</b>	
В промышленности $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	В промышленности $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
В лаборатории $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ разб.	В лаборатории $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ конц.
$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$ разб.	$\text{S} + 6\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ конц.

NO — оксид азота(II)	NO <sub>2</sub> — оксид азота(IV)
<b>Используют в производстве азотной кислоты HNO<sub>3</sub></b>	
<b>Химические свойства</b>	
$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2 \uparrow$ $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NOCl}_2$ $\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$	$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$ $2\text{NO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$

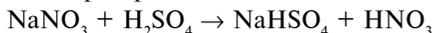
**Азотная кислота HNO<sub>3</sub>** — бесцветная жидкость с резким запахом, очень гигроскопична,  $\rho = 1,54 \text{ г/см}^3$ ,  $t^\circ \text{ кип.} = 86^\circ \text{C}$ , сильный электролит.



В промышленности:



В лаборатории:



**Получение**

**Химические свойства**

Общие (как и все кислоты)	Специфические
1) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ изменяет окраску индикаторов 2) $2\text{HNO}_3 + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ (с осн. оксидом) 3) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (со щелочами) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (с основаниями) $2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ 4) $2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (с солями менее сильных кислот)	1) реагирует с неметаллами $\text{S} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$ $\text{B} + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{NO}_2$ 2) реагирует с кислотами (см. схему ниже) $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ конц. $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ конц. 3) разлагается $4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

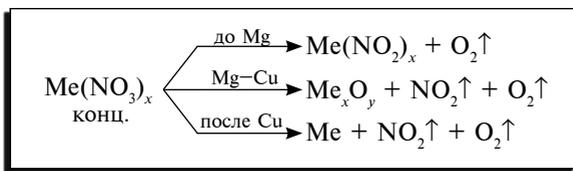
### Взаимодействие азотной кислоты с металлами



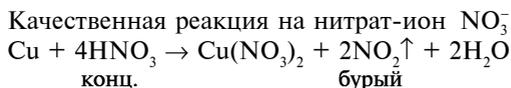
Концентрированная реагирует с Fe, Cr, Al, Ir, Au, Pt	Концентрированная с тяжелыми металлами (Cu, Hg, Ag, Pb, Zn)	Концентрированная со щелочными и щелочно-земельными металлами	Разбавленная со щелочными и щелочно-земельными металлами, а также с Fe, Cr, Al	Разбавленная с тяжелыми металлами
	↓	↓	↓	↓
	NO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub> или NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	NO

Азотная кислота используется в производстве азотных удобрений, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов, красителей, пластмасс, искусственных волокон и т. д.

Соли азотной кислоты (нитраты), в отличие от других солей, по-особому разлагаются при нагревании:



Это свойство используют в производстве пороха в пиротехнике. Состав пороха: 8 г калийной селитры  $\text{KNO}_3$ , 1 г серы S, 1 г древесного угля C.

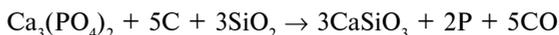


## Фосфор как простое вещество

### Распространение в природе

Фосфор встречается в природе только в виде соединений: фторапатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

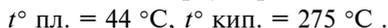
### Получение



Используется фосфор в производстве спичек, фосфорной кислоты, фосфорорганических соединений.

### Физические свойства

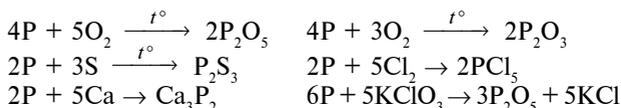
**Белый фосфор** — бесцветное и очень ядовитое вещество, не растворяется в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде. Имеет запах чеснока. Светится в темноте.



**Красный фосфор** — порошок красно-бурого цвета, неядовитый, не растворяется в воде и сероуглероде, не светится в темноте и не самовоспламеняется.

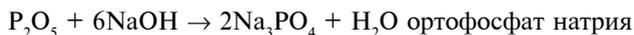
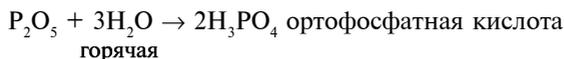
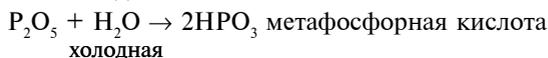
**Черный фосфор** — похож на графит, жирный на ощупь, имеет свойства полупроводников.

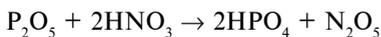
### Химические свойства



## Соединения фосфора

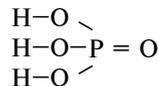
**Оксид фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  (или фосфорный ангидрид)** — белый гигроскопичный порошок; его получают  $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$ ; имеет свойства кислотных оксидов:



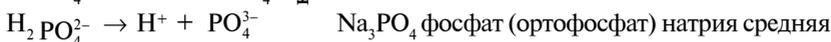
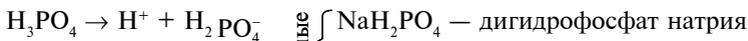


$P_2O_5$  применяется для получения ортофосфатной кислоты и как осушитель.

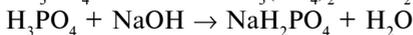
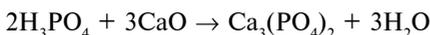
**Ортофосфатная кислота  $H_3PO_4$**  — трехосновная кислота, белое твердое вещество, с водой смешивается в любом соотношении, плавится при температуре  $42,3^\circ$ .



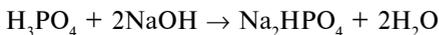
Является кислотой средней силы. Диссоциирует по трём ступеням и образует три вида солей:



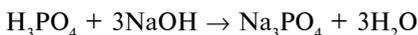
**Получение**



дигидрофосфат натрия



гидрофосфат натрия



фосфат натрия (ортофосфат)



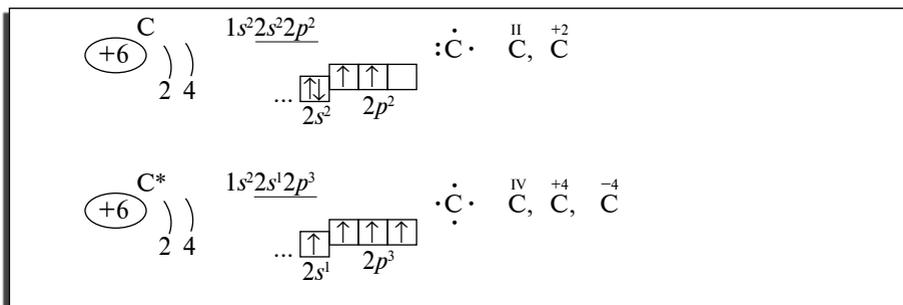
Кроме ортофосфатной кислоты  $H_3PO_4$ , существуют метафосфорная кислота  $HPO_3$  и пирофосфорная кислота  $H_4P_2O_7$ .

**Химические свойства**

## Подгруппа углерода (главная подгруппа IV группы)

	Число $\bar{e}$ на внешн. уровне	Строе- ние внешн. уровня	Низшая степень окисления -4	Высшая степень окисления +4
Карбон С	$4\bar{e}$	$\dots 2s^2 2p^2$	$CH_4$	$CO_2, H_2CO_3$
Силиций Si	$4\bar{e}$	$\dots 3s^2 3p^2$	$SiH_4$	$SiO_2, H_2SiO_3$
Германий Ge	$4\bar{e}$	$\dots 4s^2 4p^2$	$GeH_4$	$GeO_2,$ $GeO_2 \cdot nH_2O$
Станум Sn	$4\bar{e}$	$\dots 5s^2 5p^2$	$SnH_4$	$SnO_2,$ $SnO_2 \cdot nH_2O$
Плюмбум Pb	$4\bar{e}$	$\dots 6s^2 6p^2$	—	$PbO_2,$ $PbO_2 \cdot nH_2O$

↓  
атомный радиус увеличивается, неметаллические свойства, электроотрицательность уменьшаются

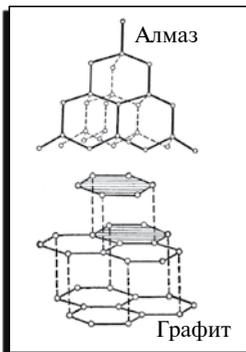


## Углерод как простое вещество, его свойства

### Распространение в природе

Углерод встречается в природе в свободном состоянии в виде алмаза и графита, в соединениях — в виде каменного и бурого угля, нефти. В воздухе содержится в виде диоксида углерода  $\text{CO}_2$ . Входит в состав известняка, мрамора, мела  $\text{CaCO}_3$ , магнезита  $\text{MgCO}_3$ , доломита  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ . Является составной частью органических веществ.

### Физические свойства



Углерод как простое вещество известен в виде своих аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин, букибол, сажа.

**Алмаз** — прозрачное кристаллическое вещество, имеет наибольшую твёрдость среди всех известных веществ, сильное лучепреломление, плохо проводит тепло и не проводит электрический ток.

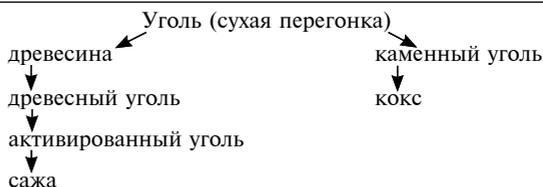
**Графит** — темно-серое кристаллическое вещество, жирный на ощупь, имеет металлический блеск, слоистую структуру, проводит электрический ток.

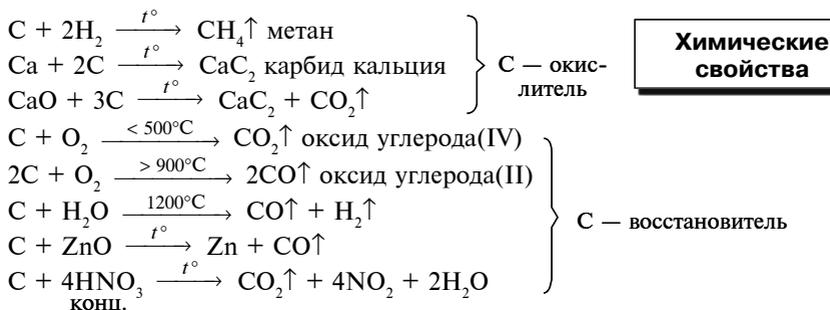
**Карбин** — черный порошок, твёрже графита, полупроводник.

**Букибол ( $\text{C}_{60}$ )** — вещество черного цвета, устойчив в воздухе, имеет сферическую структуру в виде футбольного мяча.

**Аморфный углерод** — это пористое вещество черного цвета, которое характеризуется высокой реакционной способностью. К аморфному углероду относятся сажа, кокс, древесный уголь.

### Получение





Алмазы применяются для изготовления шлифовальных порошков, для резания стекла, бурения горных пород, в ювелирной промышленности. Графит — для изготовления карандашей, тиглей, электродов.

**Сажа** — как наполнитель в производстве резины, для изготовления чёрной краски. Активированный уголь как адсорбент.

**Адсорбция** — свойство веществ удерживать на своей поверхности пары, газы и растворимые вещества.

## Соединения углерода

CO — оксид углерода(II), угарный газ	CO <sub>2</sub> — оксид углерода(IV), углекислый газ
<b>Получение</b>	
В промышленности $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO} \uparrow$ $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} \uparrow$ $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} \uparrow + 3\text{H}_2$ $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} \uparrow + 2\text{H}_2$ В лаборатории $\text{HCOOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ муравьиная кислота	В промышленности $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ В лаборатории $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
<b>Химические свойства</b>	
$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ CO — несолеобразующий оксид	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgCO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$ $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO} \uparrow$
	} как кислотный оксид } как окислитель

**Угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** — слабая двухосновная кислота, нестойкое соединение. Образует две группы солей: кислые — гидрокарбонаты NaHCO<sub>3</sub>, Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и средние — карбонаты Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub>.

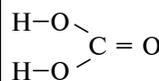
Среди карбонатов наибольшее значение имеют:

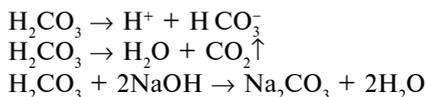
CaCO<sub>3</sub> — мел, известняк, мрамор.

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — хозяйственная сода, кальцинированная сода.

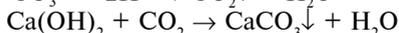
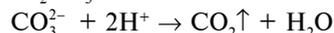
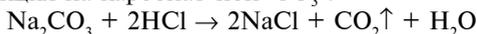
NaHCO<sub>3</sub> — питьевая сода.

K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — поташ.



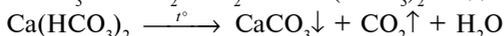
**Химические свойства**

Качественная реакция на карбонат-ион  $\text{CO}_3^{2-}$ :



известковая вода                      белый

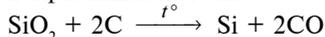
Превращение карбонатов в гидрокарбонаты:

**Кремний как простое вещество**

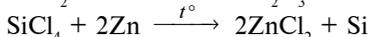
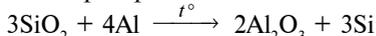
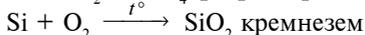
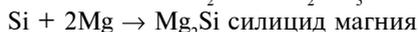
**Кремний** — вещество темно-серого цвета со стальным блеском. Обладает очень большой твёрдостью. Плавится при температуре 1420 °С, кипит при 2620 °С. Полупроводник.

**Получение**

В промышленности

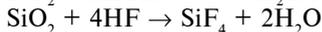
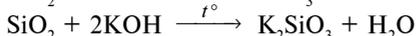
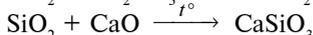
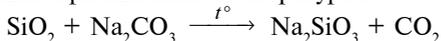


В лаборатории

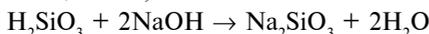
**Химические свойства****Соединения кремния**

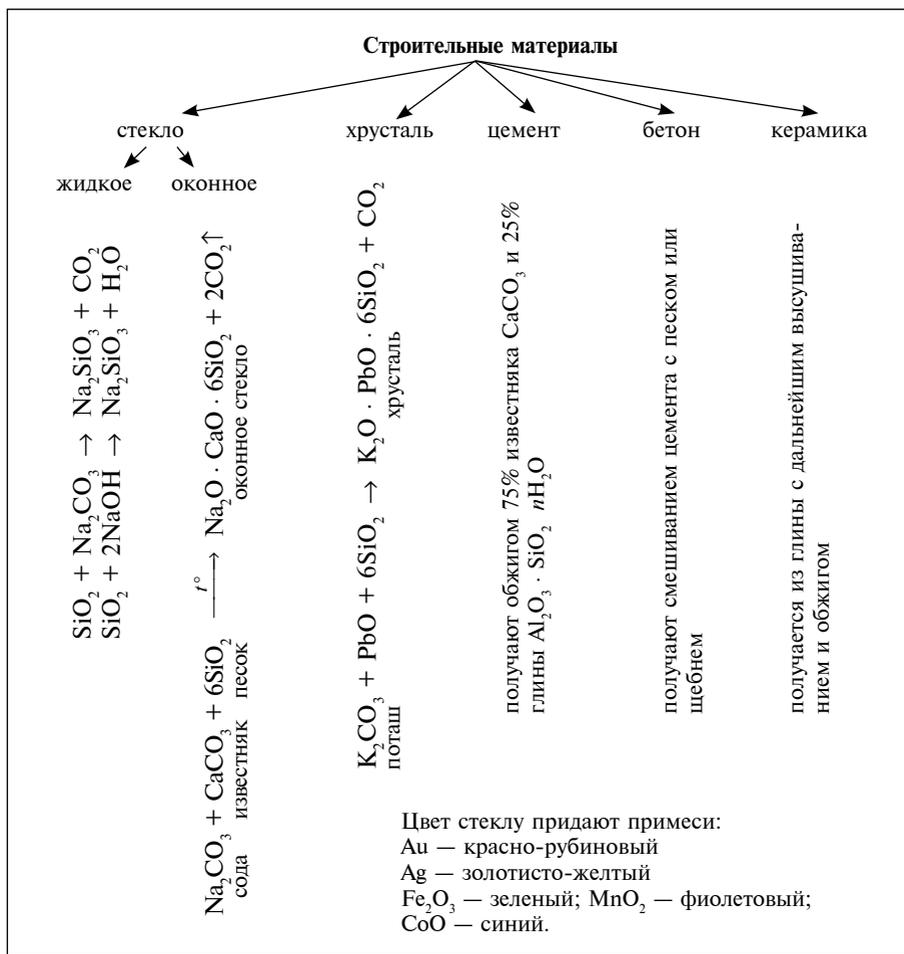
**SiO<sub>2</sub>** — оксид кремния(IV), диоксид кремния, кремнезем, песок — твердое вещество, плавится при 1713 °С, не растворяется в воде.

По химическим свойствам относится к кислотным оксидам. Реагирует только при высоких температурах.



**H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>** — кремниевая кислота — это желеобразное вещество, растворяется в щелочах, обезвоживается





## ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

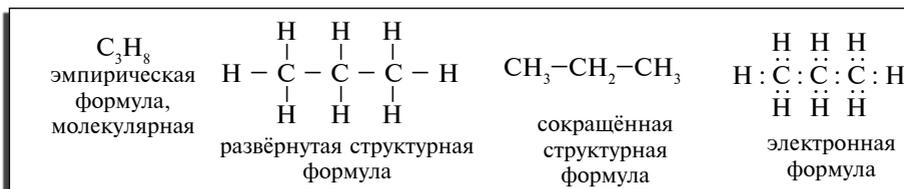
Органическими называют соединения, в состав которых входит элемент углерод.

### Теория химического строения органических соединений (А. М. Бутлеров)

Основные положения теории химического строения органических соединений состоят в следующем:

1. Атомы в молекулах соединяются друг с другом в определённой последовательности согласно их валентности. Последовательность соединения атомов называется *химическим строением*.

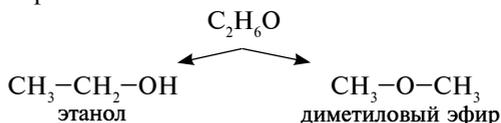
Структурные формулы отображают последовательность соединения атомов в молекуле, их взаимосвязь друг с другом.



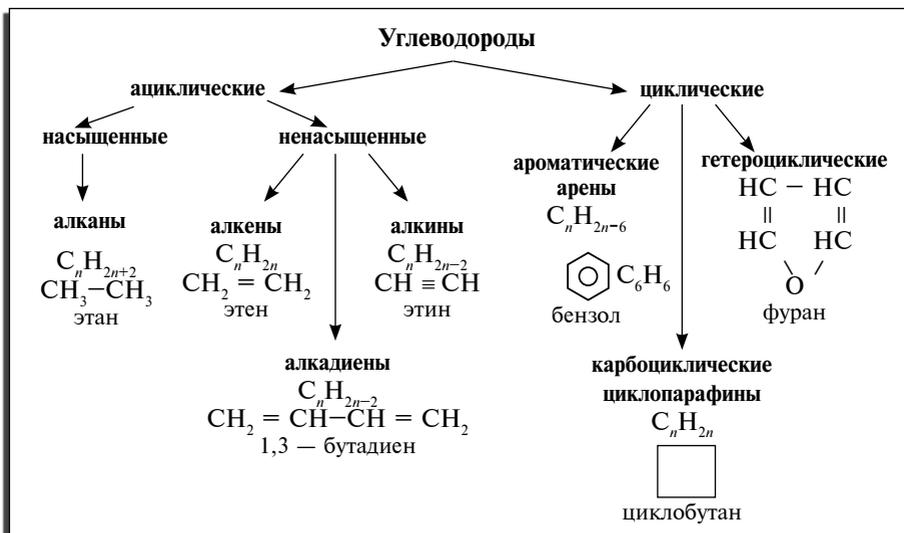
2. Свойства вещества зависят не только от того, атомы каких элементов и в каком количестве входят в состав его молекулы, но и от того, в какой последовательности соединяются атомы между собой, то есть от химического строения.

3. Атомы или группы атомов, образовавшие молекулу, взаимно влияют друг на друга.

**Изомеры** — это вещества, имеющие одинаковый состав молекул, но разное химическое строение, и поэтому разные физические и химические свойства. Например:



## УГЛЕВОДОРОДЫ



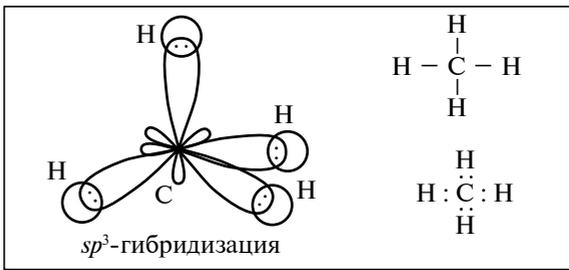
### Насыщенные углеводороды (алканы)

Общая формула  $C_nH_{2n+2}$

Геометрические характеристики молекул:

$sp^3$ -гибридизация атома С; валентный угол  $109^\circ 28'$ ; вид связи  $\sigma$  (одинарная, простая); длина связи С—С 0,154 нм; форма молекулы — тетраед ( $CH_4$ ), зигзагообразная.

**Гомологический ряд** — ряд одинаковых веществ, имеющих схожее строение и химические свойства, но отличающиеся друг от друга по составу на одну или несколько групп  $-\text{CH}_2$  (гомологическую разность).



Гомологический ряд алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$			Насыщенные радикалы $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	
метан	$\text{CH}_4$	газ	метил	$-\text{CH}_3$
этан	$\text{C}_2\text{H}_6$	газ	этил	$-\text{C}_2\text{H}_5$
пропан	$\text{C}_3\text{H}_8$	газ	пропил	$-\text{C}_3\text{H}_7$
бутан	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	газ	бутил	$-\text{C}_4\text{H}_9$
пентан	$\text{C}_5\text{H}_{12}$	жидкость	пентил (амил)	$-\text{C}_5\text{H}_{11}$
гексан	$\text{C}_6\text{H}_{14}$	жидкость	гексил	$-\text{C}_6\text{H}_{13}$
гептан	$\text{C}_7\text{H}_{16}$	жидкость	гептил	$-\text{C}_7\text{H}_{15}$
октан	$\text{C}_8\text{H}_{18}$	жидкость	октил	$-\text{C}_8\text{H}_{17}$
нонан	$\text{C}_9\text{H}_{20}$	жидкость	нонил	$-\text{C}_9\text{H}_{19}$
декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	жидкость	децил	$-\text{C}_{10}\text{H}_{21}$

↑  
t° кип. повышается  
↓

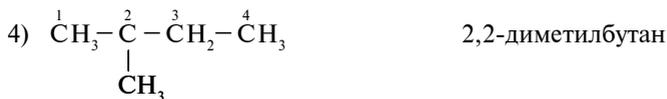
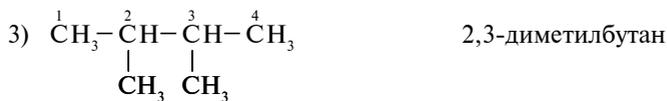
Для алканов характерна изомерия углеродного скелета. Чтобы дать название алкану по номенклатуре IUPAC, нужно:

**Изомерия  
и номенклатура  
алканов**

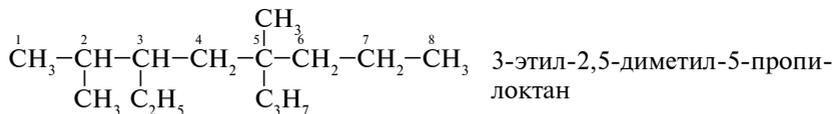
- 1) выбрать самую длинную цепочку углеродных атомов;
- 2) пронумеровать её, начиная с того конца, к которому ближе разветвление;
- 3) цифрой указать номер атома С, у которого стоит заместитель, потом назвать этот радикал;
- 4) если в молекуле несколько заместителей, то перечислять их нужно в алфавитном порядке;
- 5) если есть одинаковые заместители, то их количество указывается с помощью приставок: ди — два, три — три, тетра — четыре, пента — пять, гекса — шесть;
- 6) после того, как все заместители названы, нужно дописать название того алкана, количество атомов углерода в молекуле которого соответствует числу пронумерованных атомов С в данной молекуле.

**Пример 1.** Написать формулы возможных изомеров гексана  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ .

- 1)  $\overset{1}{\text{CH}_3}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\overset{6}{\text{CH}_3}$  н. гексан (нормальный гексан, неразветвлённый)
- 2)  $\overset{1}{\text{CH}_3}-\overset{2}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{H}}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\overset{6}{\text{CH}_3}$  2-метилпентан



**Пример 2.** Дать название веществу



${}^1\text{C}$  — первичный атом углерода (связан с одним атомом С)

${}^4\text{C}$  — вторичный атом углерода (связан с двумя атомами С)

${}^2\text{C}$  — третичный атом углерода (связан с тремя атомами С)

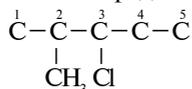
${}^5\text{C}$  — четвертичный атом углерода (связан с четырьмя атомами С)

**Пример 3.** Составить формулу 2-метил-3-хлорпентана.

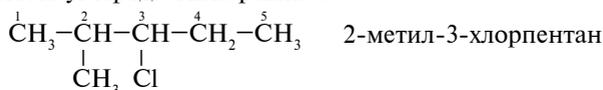
1) у пентана 5 атомов углерода, записать их цепочкой С—С—С—С—С

2) пронумеровать  ${}^1\text{C} - {}^2\text{C} - {}^3\text{C} - {}^4\text{C} - {}^5\text{C}$

3) около  ${}^2\text{C}$  стоит радикал метил ( $-\text{CH}_3$ ), около  ${}^3\text{C}$  — хлор ( $-\text{Cl}$ )

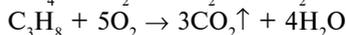
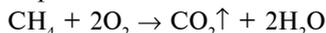


4) дописать у каждого атома С столько атомов Н, чтобы валентность каждого атома углерода была равна 4.

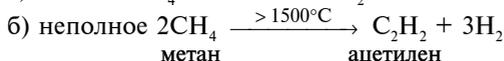
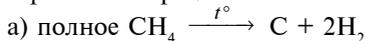


### Химические свойства

1) горение



2) термическое разложение:



метан

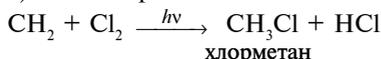
ацетилен

3) не обесцвечивают раствор  $\text{KMnO}_4$ , бромную воду

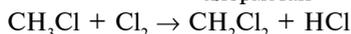
4) не вступают в реакции присоединения

5) вступают в реакции замещения:

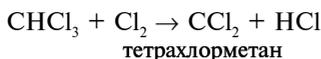
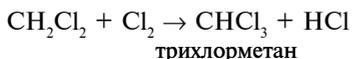
а) галогенирование



хлорметан

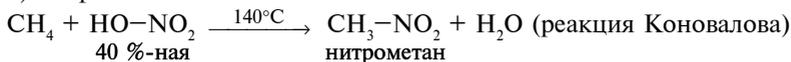


дихлорметан

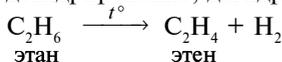


цепная реакция по свободнорадикальному механизму (Н. Н. Семенов).

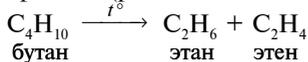
б) нитрование



б) дегидрирование, дегидрогенизация (отщепление  $\text{H}_2$ )

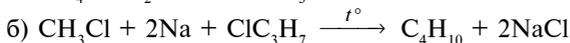
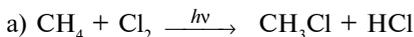


7) крекинг (расщепление молекулы)



8) синтез алканов с большим числом атомов углерода (реакция Вюрца).

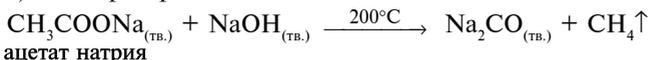
Например, как из метана  $\text{CH}_4$  получить бутан  $\text{C}_4\text{H}_{10}$



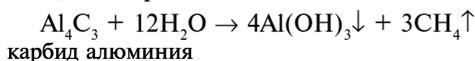
**Метан  $\text{CH}_4$**  (болотный, рудничный газ) — газ без цвета и запаха, легче воздуха, малорастворим в воде. Основная составная часть природного газа.

Получение  $\text{CH}_4$ :

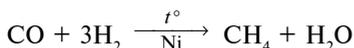
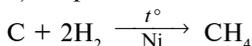
а) в лаборатории



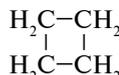
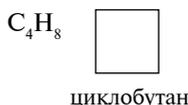
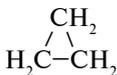
Получение

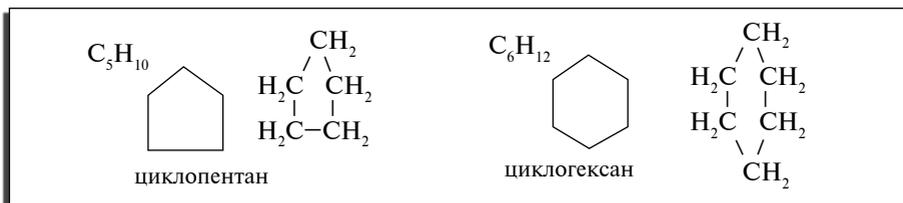


б) в промышленности

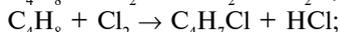
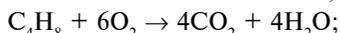


**Циклоалканы, или циклопарафины ( $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ )**





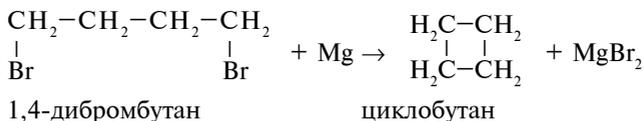
Имеют химические свойства, схожие с химическими свойствами алканов:



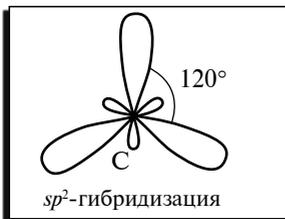
хлороциклобутан



Получают циклоалканы из дигалогенопроизводных алканов по реакции Густавсона:



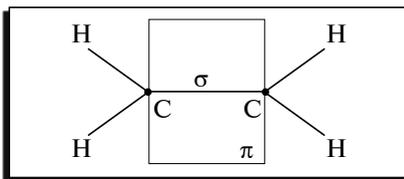
## Ненасыщенные углеводороды



**Алкены**  $C_nH_{2n}$ , тип гибридизации атомов углерода  $sp^2$ ; валентный угол  $120^\circ$ ; вид связи между атомами углерода  $\sigma$  (двойная); длина  $C=C$  связи  $0,134$  нм; форма молекулы — треугольник.

$\sigma$ -связь — это связь, образованная гибридными электронами, и направленная по линии, соединяющей атомы углерода.

$\pi$ -связь — это связь, образованная негибридными электронами при боковом их перекрывании над и под плоскостью молекулы.

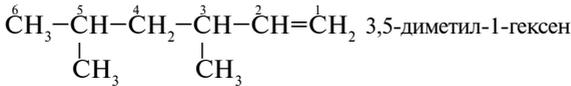
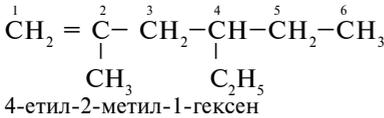


Гомологический ряд алкенов начинается с этена  $C_2H_4$  (или этилена). Названия алкенов происходят от названий соответствующих алканов путём замены суффикса *-ан* на *-ен*.

Чтобы дать название алкену нужно:

- 1) выбрать наиболее длинную цепочку атомов углерода, содержащую двойную связь;
- 2) пронумеровать эту цепочку, начиная с того конца, к которому ближе двойная связь;
- 3) цифрами указать положение заместителей, их названия (см. «Насыщенные углеводороды»);
- 4) указать номер атома углерода, после которого стоит двойная связь;
- 5) приписать название алкена, у которого столько же атомов углерода, сколько их в пронумерованной цепочке.

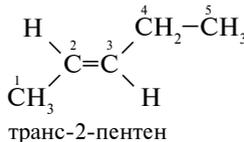
Например:



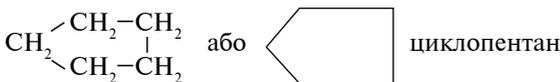
Для алкенов характерны такие виды изомерии:  
(на примере  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  2-пентен).

**Изомерия  
алкенов**

- а) изомерия углеродного скелета  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \overset{\overset{\text{C}}{\text{CH}_3}}{\text{C}} - \text{CH}_3$   
2-метил-2-бутен
- б) изомерия кратной (двойной) связи  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
1-пентан
- в) геометрическая, пространственная, стереоизомерия, или цис-транс-изомерия

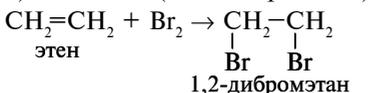


- г) межклассовая изомерия (общую формулу  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$  имеет класс циклопарафинов)

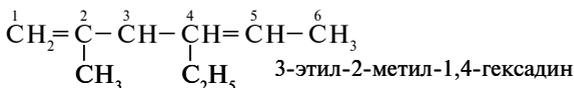


**Химические  
свойства**

- 1) горение  $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
этен
- 2) качественной реакцией на алкены является обесцвечивание ими фиолетового раствора  $\text{KMnO}_4$ , бромной воды  
 $3\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$   
этен этиленгликоль
- 3) реакции присоединения по месту двойной связи:





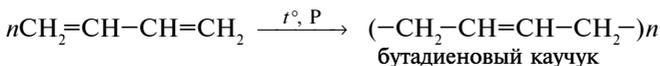
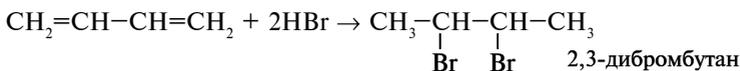
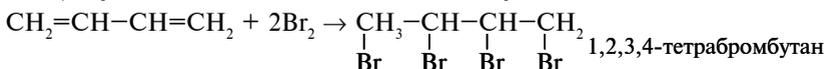
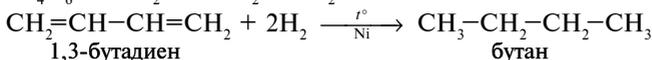
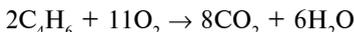


Покажем на примере 1,3-пентадиена

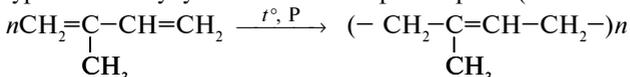

**Изомерия  
алкадиенов**

- 1) изомерия углеродного скелета  ${}^4\text{CH}_2 = {}^3\text{CH} - \underset{\text{CH}_3}{\overset{2}{\text{C}}} - {}^1\text{CH}_2$  2-метил-1,3-бутадиен
- 2) изомерия кратных связей  ${}^1\text{CH}_2 = {}^2\text{CH} - {}^3\text{CH}_2 - {}^4\text{CH} = {}^5\text{CH}_2$  1,4-пентадиен
- 3) межклассовая изомерия (общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$  характерна ещё алкинам)  $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  1-пентин

Химические свойства алкадиенов схожи с химическими свойствами алкенов:

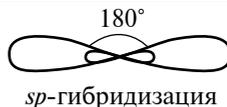
**Химические  
свойства**


**Каучуки** — это эластичные материалы, из которых вулканизацией (нагреванием с серой) получают резину. В случае избытка серы образуется эбонит. Натуральный каучук — это полимер изопрена (2-метил-1,3-бутадиен):

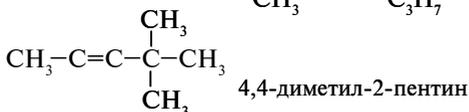
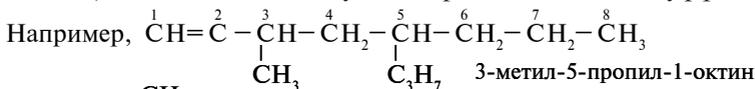


2-метил-1,3-бутадиен

**Алкины**  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ , тип гибридизации атомов углерода *sp*; вид химической связи — тройная  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\pi$ ; длина кратной связи 0,120 нм; валентный угол  $180^\circ$ ; форма молекулы — линейная.



Номенклатура алкинов аналогична номенклатуре алкенов, только в названиях углеводородов появляется суффикс *-ин*.





**Бензол** — бесцветная, летучая, огнеопасная жидкость с характерным запахом. В воде практически не растворяется. Горит коптящим пламенем. Кипит при 80 °С, затвердевает при 5 °С.

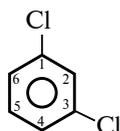
Чтобы дать название ароматическому углеводороду, нужно:

- 1) пронумеровать атомы углерода бензольного кольца;
- 2) цифрами указать положение заместителей, их названия;
- 3) прибавить слово «бензол».

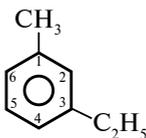
Например:

### Изомерия и номенклатура аренов

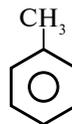
#### Гомологи бензола:



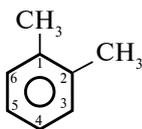
1, 3-дихлорбензол



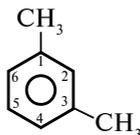
3-этил-1-метилбензол



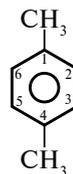
метилбензол,  
толуол



1, 2-диметилбензол;  
орто-ксилол



1, 3-диметилбензол,  
мета-ксилол

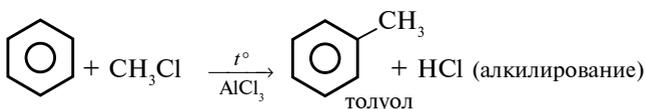
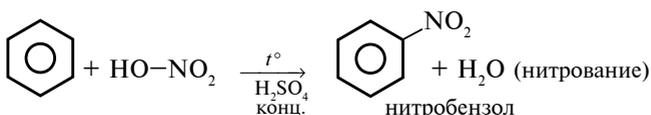
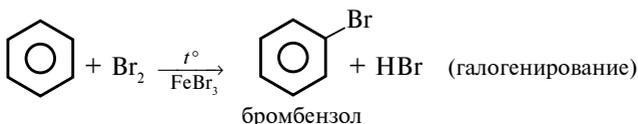


1,4-диметилбензол,  
пара-ксилол

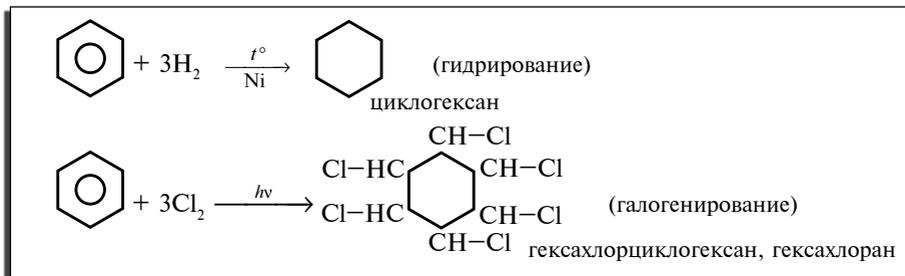
#### Химические свойства бензола:

- 1) горение  $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2\uparrow + 6H_2O$
- 2) вступает в реакции замещения

### Химические свойства

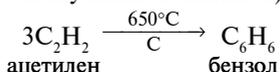


3) вступает в реакции присоединения

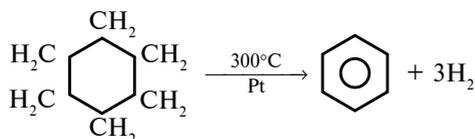


### Получение

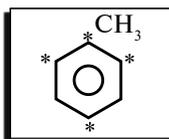
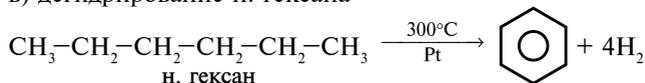
Получение бензола: а) тримеризация ацетилена



б) дегидрирование циклогексана (реакция Зелинского)

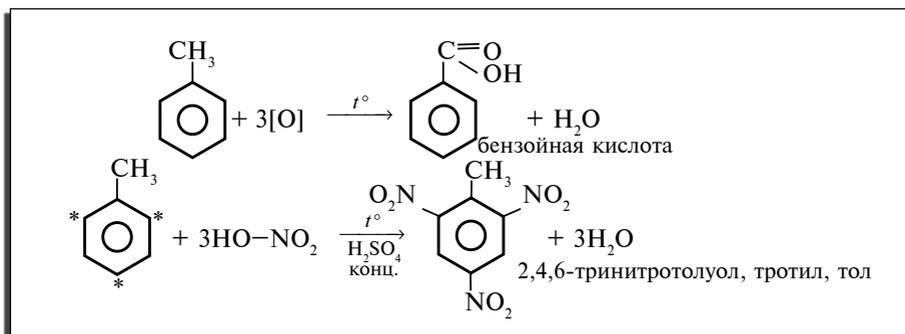


в) дегидрирование н. гексана

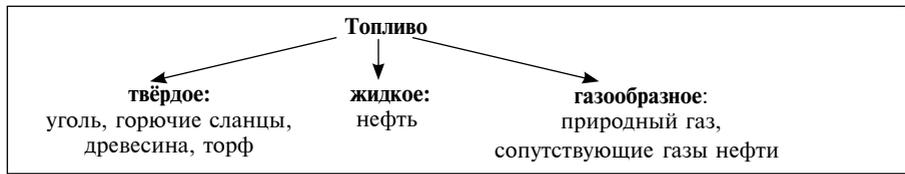


**Толуол** (метилбензол) более реакционно способный, чем бензол. Это объясняется взаимным влиянием радикалов  $-\text{CH}_3$  и  $-\text{C}_6\text{H}_5$  друг на друга. Радикал  $-\text{CH}_3$  (ориентант I рода) имеет способность отталкивать электронную плотность связи на фенильный радикал  $-\text{C}_6\text{H}_5$  (ориентант II рода), который её притягивает и перераспределяет в положения 2, 4, 6, делая их более радикально способными.

В результате толуол, в отличие от бензола, окисляется раствором  $\text{KMnO}_4$  при кипячении и нитруется сразу по трём положениям (2, 4, 6):



Природные источники углеводородов — это разные виды топлива.



**Нефть** — это смесь парафиновых, циклопарафиновых (нефтяных) и ароматических углеводородов.

**Природный газ** — на 90–95 % состоит из метана.

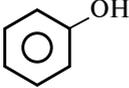
**Сопутствующие газы нефти** — это растворённые в нефти углеводороды (метан, этан, пропан, бутан), которые при поднятии нефти на поверхность выделяются из неё.

### Переработка нефти

Первичная (перегонка)	Вторичная (расщепление углеводородов)
<p><b>Бензин</b> (<math>t^\circ</math> кип. от 40 °С до 200 °С) содержит углеводороды <math>C_5-C_{10}</math>. Используется как моторное, авиационное и автомобильное горючее; растворитель масел.</p> <p><b>Лигроин</b> (<math>t^\circ</math> кип. от 120 °С до 240 °С) содержит углеводороды <math>C_8-C_{14}</math>. Используется как горючее для тракторов; растворитель в лакокрасочной промышленности.</p> <p><b>Керосин</b> (<math>t^\circ</math> кип. от 180 °С до 300 °С) содержит углеводороды <math>C_{12}-C_{18}</math>. Применяется как горючее для реактивных двигателей и тракторов.</p> <p><b>Газойль</b> (<math>t^\circ</math> кип. от 270 °С до 350 °С) содержит углеводороды <math>C_{18}-C_{25}</math>. Горючее для дизелей.</p> <p><b>Мазут</b> (<math>t^\circ</math> кип. от 300 °С и выше) содержит углеводороды <math>C_{20}</math> и выше. Используется в производстве парафина, вазелина, смазочных масел и т. д.</p>	<p><b>Термический крекинг</b> (450–550 °С, 2–7 МПа)  <math>C_{16}H_{34} \rightarrow C_8H_{18} + C_8H_{16}</math>  <math>C_8H_{18} \rightarrow C_4H_{10} + C_4H_8</math>  <math>C_4H_{10} \rightarrow C_2H_6 + C_2H_4</math></p> <p><b>Каталитический крекинг</b> (450 °С, 101 КПа). Расщепление и изомеризация углеводородов в присутствии катализаторов — алюмосиликатов.</p> <p><b>Ароматизация углеводородов</b> (катализаторы Pt, Mo, повышенная <math>t^\circ</math>). Алканы, циклоалканы → Арены.</p>

### КИСЛОРОДОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

К кислородосодержащим органическим соединениям относятся спирты

ти  $R-(OH)_n$ , фенолы , простые эфиры  $R_1-O-R$ , альдегиды

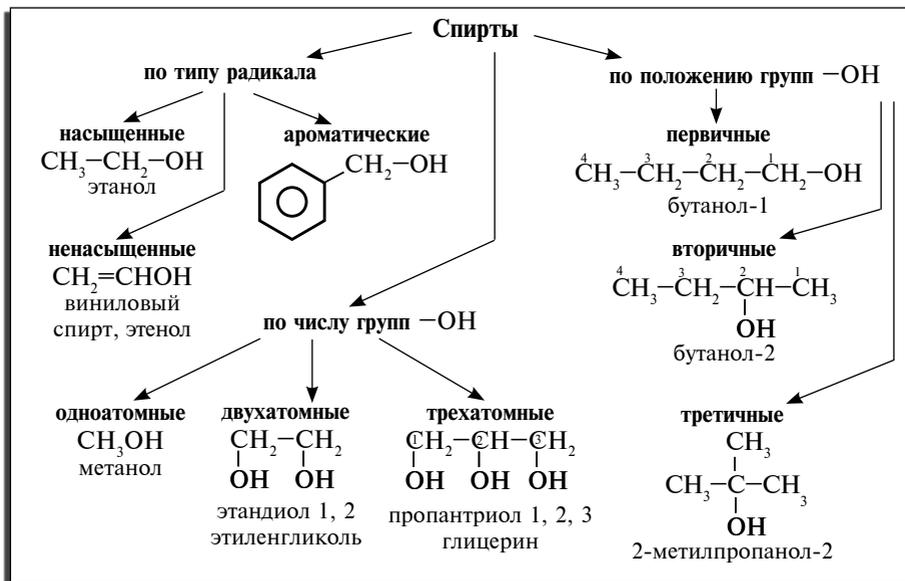
$R-C(=O)H$ , кетоны  $R-C(=O)-R_1$ , карбоновые кислоты  $R-C(=O)OH$ , сложные

эфиры  $R-C(=O)OR_1$ , жиры  $\begin{matrix} CH_2-O-CO-R_1 \\ | \\ CH-O-CO-R_2 \\ | \\ CH_2-O-CO-R_3 \end{matrix}$ ,

## Спирты

**Спиртами** называют органические соединения, в состав молекул которых входят одна или несколько функциональных гидроксильных групп  $-OH$ , соединённых с углеводородным радикалом.

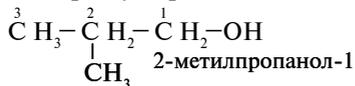
Их можно рассматривать как производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами.



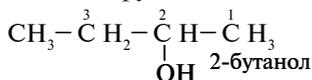
### Изомерия и номенклатура спиртов



- 1) изомерия углеродного скелета



- 2) изомерия положения функциональной группы



- 3) межклассовая изомерия



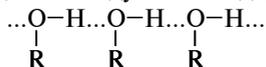
Чтобы дать название спирту, нужно:

- 1) пронумеровать самую длинную цепочку атомов углерода, начиная с того конца, к которому ближе группа  $-OH$ ;
- 2) указать цифрами положение заместителей, дать им название;
- 3) указать цифрой положение группы  $-OH$ ;
- 4) приписать название углеводорода, у которого в молекуле столько же атомов углерода, сколько их в пронумерованной цепи;
- 5) дописать суффикс *-ол*.

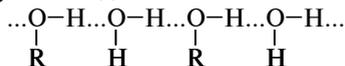
Гомологический ряд насыщенных одноатомных спиртов  $C_nH_{2n+1}OH$ 

$CH_3OH$	метиловый	метанол	$t^\circ$ кип. увеличивается, растворимость в воде уменьшается; до $C_{12}$ — жидкости, далее — твёрдые вещества
$C_2H_5OH$	этиловый	этанол	
$C_3H_7OH$	пропиловый	пропанол	
$C_4H_9OH$	бутиловый	бутанол	
$C_5H_{11}OH$	амиловый	пентанол	
$C_6H_{13}OH$	гексиловый	гексанол	
$C_7H_{15}OH$	гептиловый	гептанол	
$C_8H_{17}OH$	октиловый	октанол	
$C_9H_{19}OH$	нониловый	нонанол	
$C_{10}H_{21}OH$	дециловый	деканол	

Среди спиртов нет газообразных веществ, потому что молекулы спиртов ассоциированы возникающими между ними водородными связями:



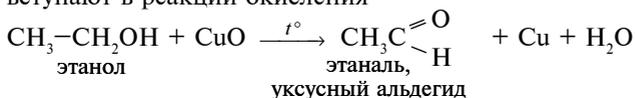
Низшие спирты хорошо растворяются в воде, потому что между молекулами спирта и молекулами воды тоже возникает водородная связь:



- горят  $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 \uparrow + 3H_2O$
- взаимодействуют с активными металлами  
 $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2 \uparrow$   
 этилат натрия

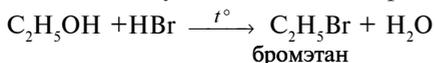
**Химические свойства**

- вступают в реакции окисления



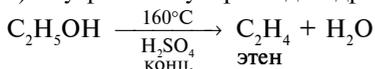
**! ЭТО КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА ЭТАНОЛ**

- взаимодействуют с галогеноводородами ( $HCl$ ,  $HBr$  и др.)

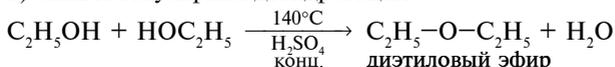


- вступают в реакции дегидратации

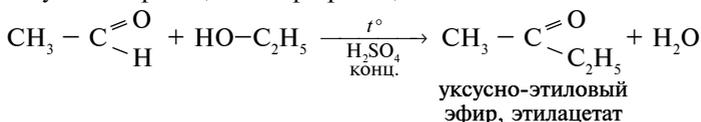
а) внутримолекулярная дегидратация



б) межмолекулярная дегидратация



- вступают в реакции эстерификации



<b>Получение</b>
------------------

Получение спиртов:

- 1) щелочной гидролиз галогенопроизводных углеводов  

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{HOH} \xrightarrow[\text{KOH}]{t^\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HBr}$$
- 2) восстановление альдегидов  

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{H} \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow[\text{Ni}]{t^\circ} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \\ \text{этанол} \end{array}$$
- 3) гидратация алкенов  

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{CH}_2 \\ \text{этен} \end{array} + \text{HOH} \xrightarrow[\text{H}_3\text{PO}_4]{t^\circ, \text{P}} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \\ \text{этанол} \end{array}$$
- 4) спиртовое брожение глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2\uparrow$
- 5) синтез  $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow[\text{ZnO}]{400^\circ\text{C}} \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{OH} \\ \text{метанол} \end{array}$

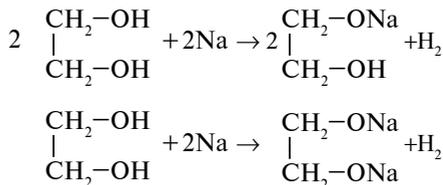
**Метанол  $\text{CH}_3\text{OH}$**  — бесцветное, легкоподвижное вещество, сильный яд,  $t^\circ$  кип. —  $64,7^\circ\text{C}$ . Имеет ещё названия карбинол, древесный спирт, поскольку его можно получить сухой перегонкой дерева. Используется как растворитель, а также для получения формальдегида, некоторых красителей, фотореактивов, фармацевтических препаратов.

**Этанол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$**  — бесцветное, легко подвижное вещество; кипит при  $78,3^\circ\text{C}$ , замерзает при  $-114^\circ\text{C}$ . Применяется для получения каучука, пластмасс, как растворитель, в производстве красителей, лекарственных препаратов, уксусной кислоты и др.

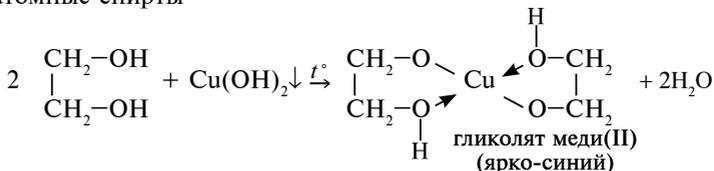
**Этиленгликоль** — представитель насыщенных двухатомных спиртов — гликолей. Общая формула ряда  $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2$ . Этиленгликоль (1,2-этандиол) — сиропообразное вещество, без запаха, сладкое на вкус, ядовитое. Хорошо смешивается с водой и спиртом, гигроскопично. Структурная формула этиленгликоля  $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$  или  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ .

<b>Химические свойства</b>
----------------------------

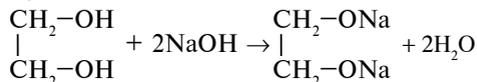
1) реагирует со щелочными металлами



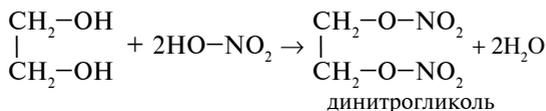
2) реагирует с гидроксидом меди(II) — это качественная реакция на многоатомные спирты



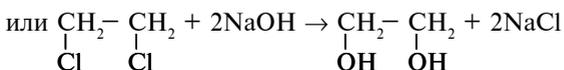
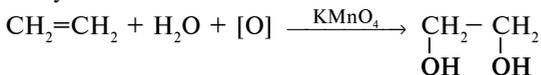
3) реагирует со щелочами



4) реагирует с азотной кислотой

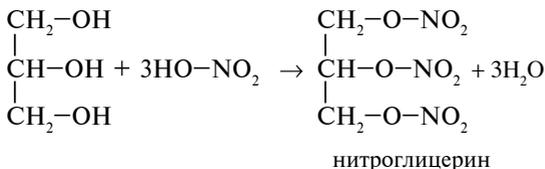
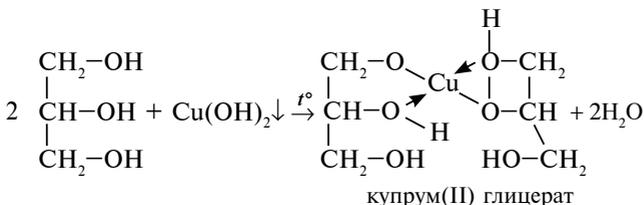


Получают этиленгликоль:

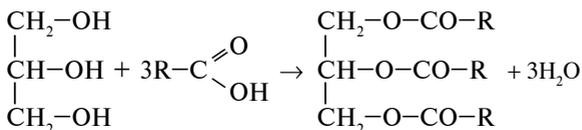


Используется как антифриз, в производстве лавсана.

**Глицерин  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  (1,2,3-пропантриол)** — простейший представитель трёхатомных спиртов. Это бесцветная, вязкая, очень гигроскопичная жидкость, сладкая на вкус. По химическим свойствам подобен этиленгликолю:

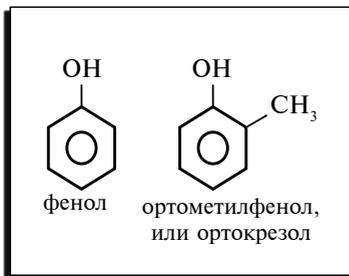


В реакции с высшими карбоновыми кислотами образует жиры и масла:



Глицерин используется в производстве нитроглицерина (взрывчатое вещество), для приготовления антифризов, в производстве косметических средств, кожаных изделий, лекарственных препаратов.

## Фенолы

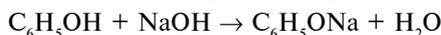
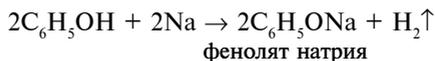
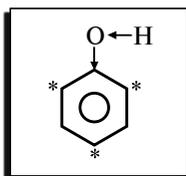


**Фенолы** — это органические ароматические соединения, в молекулах которых гидроксильные группы непосредственно связаны с бензольным кольцом.

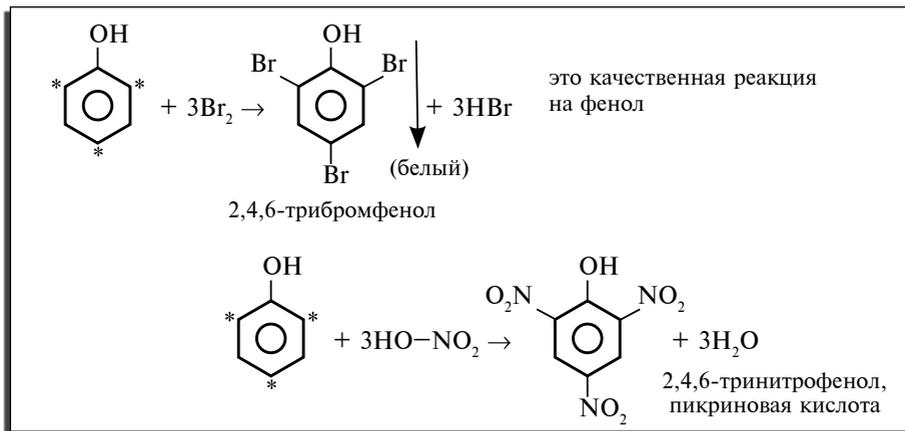
**Фенол (или карболовая кислота)** — бесцветное кристаллическое вещество с резким запахом. Плавится при  $42,3\text{ }^\circ\text{C}$ , кипит при  $182\text{ }^\circ\text{C}$ ; частично растворяется в воде (6 г в 100 г воды), имеет сильные антисептические свойства.

## Химические свойства

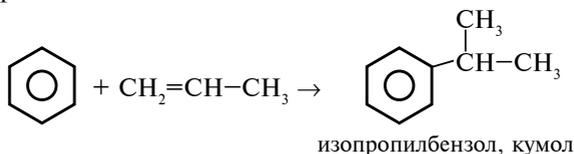
Химические свойства фенола объясняются взаимным влиянием гидроксильного радикала  $-\text{OH}$  и радикала фенила ( $\text{C}_6\text{H}_5-$ ). Это взаимное влияние состоит в том, что водород гидроксильной группы более подвижный, чем у спиртов, поэтому фенолы, в отличие от спиртов, реагируют не только со щелочными металлами, а и со щелочами:

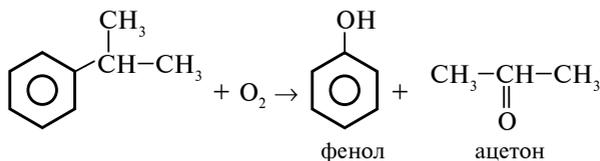


Одновременно в ароматическом ядре замещение происходит иначе, чем в молекуле бензола, при этом образуются трёхзамещенные производные:



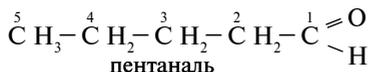
Получают фенол из каменноугольной смолы, а также синтетически из бензола и пропилена:



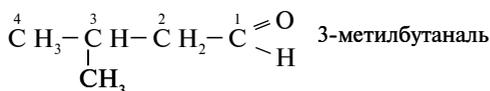


Альдегидами называют органические соединения, в молекулах которых карбонильная группа  $-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$  связана с углеводородным радикалом.

### Альдегиды

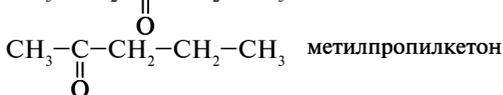
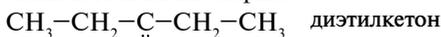


1) изомерия углеродного скелета



### Изомерия и номенклатура альдегидов

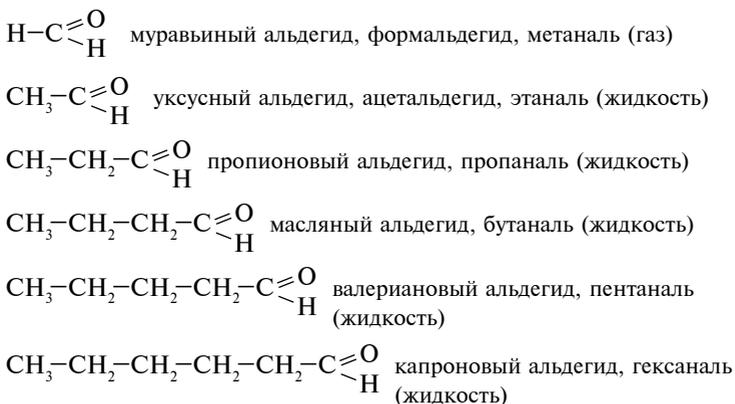
2) межклассовая изомерия



Чтобы дать название альдегиду, нужно:

- 1) пронумеровать самую длинную цепочку атомов углерода, начиная с углерода функциональной группы;
- 2) цифрами указать положение заместителей, дать им названия;
- 3) написать название углеводорода, в молекуле которого столько атомов углерода, сколько их в пронумерованной цепочке;
- 4) дописать суффикс *-аль*.

### Гомологический ряд альдегидов



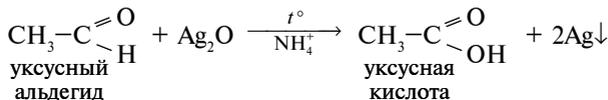
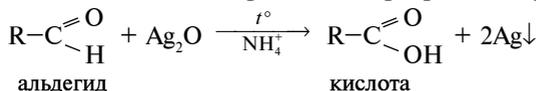
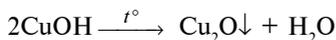
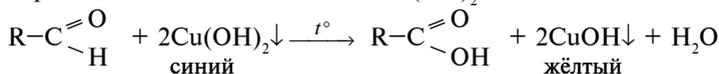
$t_{\text{кип}}^\circ$  возрастает

**Химические свойства**

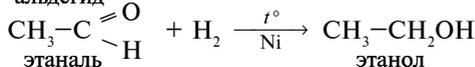
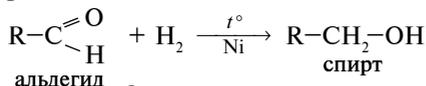
Химические свойства альдегидов:

## 1) реакции окисления:

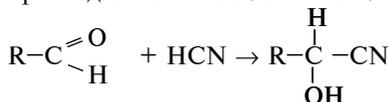
– реакция «серебряного зеркала».


 – реакция со свежеосаженным  $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ 


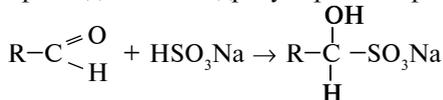
## 2) реакция восстановления



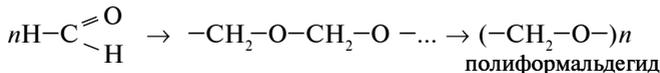
## 3) присоединение синильной кислоты



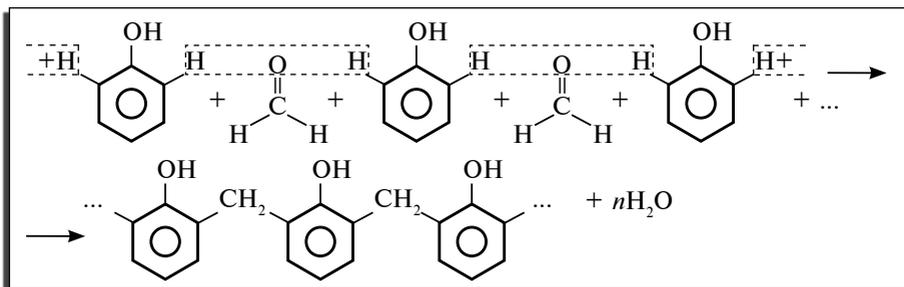
## 4) присоединение гидросульфита натрия



Формальдегид полимеризуется:



Вступает в реакцию поликонденсации с фенолом с образованием фенолоформальдегидной смолы:



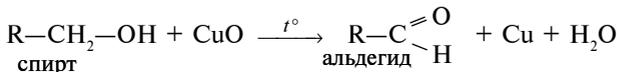
**Поликонденсация** — это процесс образования высокомолекулярных соединений из низкомолекулярных, который, как правило, сопровождается выделением побочных низкомолекулярных продуктов ( $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$ ).

Способы получения альдегидов:

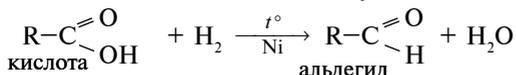
### Получение

1) общие:

– окисление соответствующих спиртов

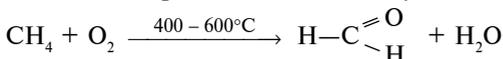


– восстановление соответствующих кислот

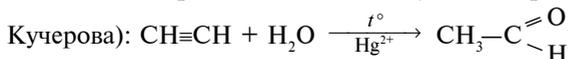


2) специфические.

Метаналь в промышленности получают окислением метана



Етаналь в промышленности получают гидратацией ацетилена (реакция



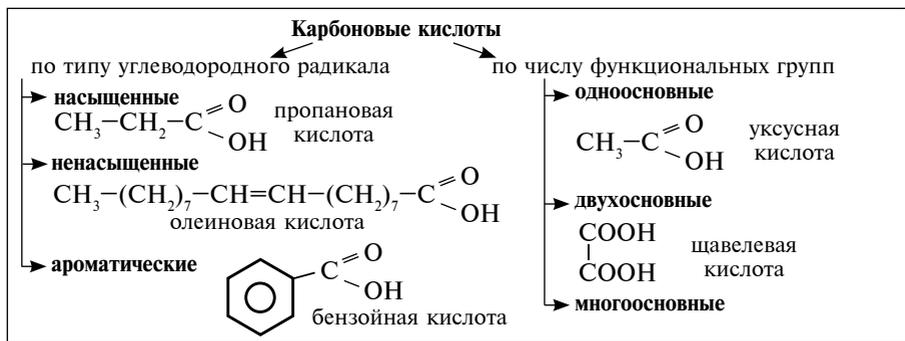
**Муравьиный альдегид (формальдегид)** — это бесцветный газ с резким характерным запахом, хорошо растворяется в воде, ядовитый. Водный 40 %-ный раствор формальдегида называют формалином.

Применяется формальдегид для получения полиформальдегида, фенолоформальдегидных смол, красителей, фармацевтических препаратов.

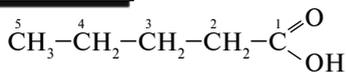
**Уксусный альдегид (ацетальдегид)** — это бесцветная жидкость, кипит при  $21^\circ C$ , хорошо растворяется в воде, используется в производстве уксусной кислоты, пластмасс, лекарственных препаратов.

## Карбоновые кислоты

Карбоновыми кислотами называются органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп  $-\underset{OH}{C}=\overset{O}{O}$ , соединенных с углеродным радикалом.

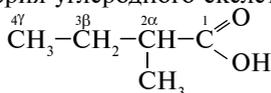


### Изомерия и номенклатура карбоновых кислот



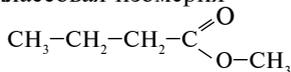
пентановая кислота (валериановая кислота)

1) изомерия углеродного скелета



2-метилбутановая кислота  
( $\alpha$ -метилмасляная кислота)

2) межклассовая изомерия

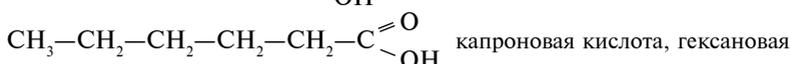
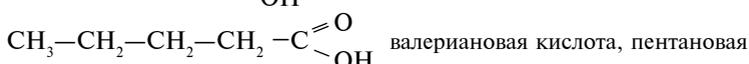
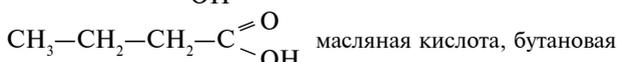
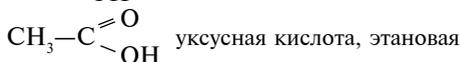


масляно-метиловый эфир

Чтобы дать название карбоновой кислоте, нужно:

- 1) выбрать наиболее длинную цепочку углеродных атомов и пронумеровать её, начиная с атома углерода функциональной группы;
- 2) цифрами указать положение заместителей и назвать их (в алфавитном порядке);
- 3) записать название углеводорода, у которого столько же атомов углерода, сколько их в пронумерованной цепи;
- 4) добавить окончание *-овая*.

### Гомологический ряд насыщенных одноосновных карбоновых кислот



Благодаря перераспределению электронной плотности в молекулах кар-

боновых кислот  $\text{R}-\overset{\delta-}{\text{O}}=\overset{\delta+}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\delta+}{\text{H}}$  они способны образовывать димеры за счёт

водородной связи  $\text{R}-\overset{\delta-}{\text{O}}=\overset{\delta+}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\delta+}{\text{H}} \cdots \overset{\delta-}{\text{O}}-\overset{\delta+}{\text{H}}-\text{O}-\overset{\delta-}{\text{C}}-\text{R}$  и имеют высокие температуры

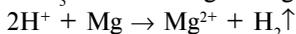
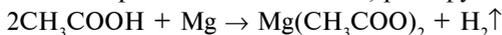
кипения.

### Химические свойства

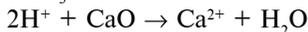
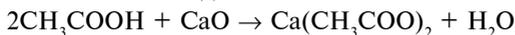
Этим же объясняются и их химические свойства:

- 1) практически все низкие кислоты являются слабыми электролитами  $\text{C}\text{H}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{C}\text{H}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

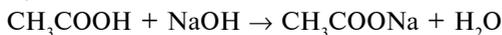
2) как и неорганические кислоты, реагируют с металлами



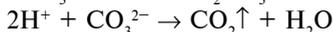
– основными оксидами



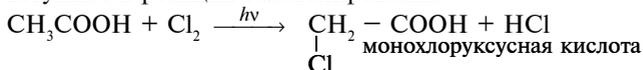
– щелочами



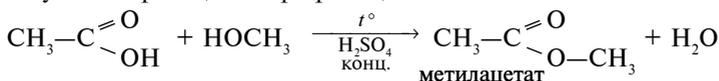
– солями слабых кислот



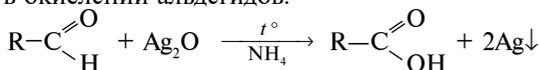
3) вступают в реакции галогенирования



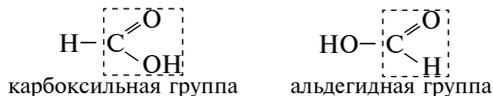
4) вступают в реакции этерификации



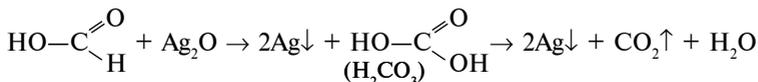
Общий способ получения карбоновых кислот состоит в окислении альдегидов:

**Получение**


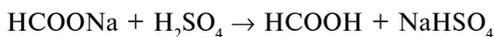
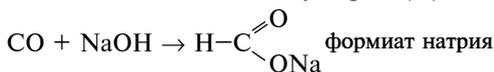
**Муравьиная кислота HCOOH** — бесцветная жидкость с резким запахом, кипит при 101°C. По строению молекулы и химическим свойствам является бифункциональным соединением:



Как альдегид муравьиная кислота даёт реакцию «серебряного зеркала».



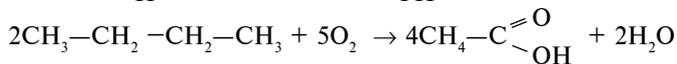
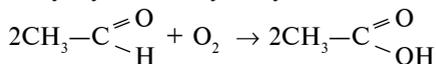
Получают муравьиную кислоту из формиата натрия, образующегося при взаимодействии оксида углерода(II) с едким натром:



Муравьиную кислоту широко используют как восстановитель при синтезе органических веществ, для получения щавелевой кислоты.

**Уксусная кислота CH<sub>3</sub>COOH** — бесцветная жидкость с резким характерным запахом. При 118,5 °C она кипит, а при 16,6 °C — затвердевает, напоминая лёд, в следствие чего и получила название ледяной уксусной кислоты.

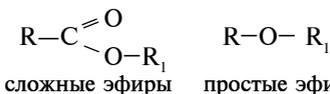
Уксусную кислоту получают окислением уксусного альдегида, бутана:



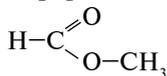
В химической промышленности из уксусной кислоты производят пластмассы, красители, лекарственные вещества, искусственные волокна, негорючую киноплёнку.

**Высшие карбоновые кислоты:** насыщенные — стеариновая  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , пальмитиновая  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  и ненасыщенная — олеиновая  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$  — входят в состав жиров. Соли этих кислот называются мылами. Твёрдые мыла — это соли натрия ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ ), жидкие — соли калия ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$ ).

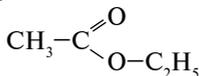
### Сложные эфиры



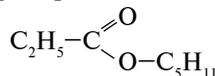
Сложные эфиры можно рассматривать как производные кислот, у которых атом водорода гидроксильной группы  $-\text{OH}$  замещён углеводородным радикалом. Названия сложных эфиров чаще всего образуются от названий кислот и спиртов, остатки которых входят в их состав, добавляя слово «эфир» или же по типу названий солей. Например:



муравьино-метилвый эфир  
(метилформиат)



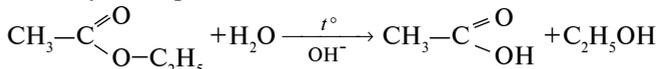
уксусно-этиловый эфир  
(этилацетат)



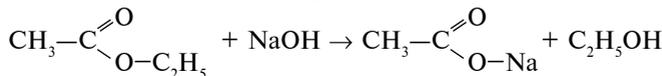
пропионово-амиловый эфир

### Химические свойства

1) взаимодействуют с водой (гидролиз), образуя кислоту и спирт

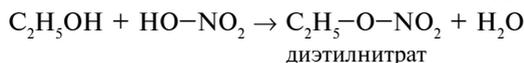
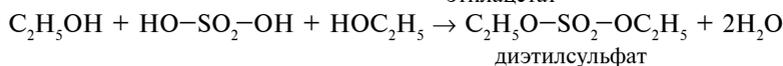
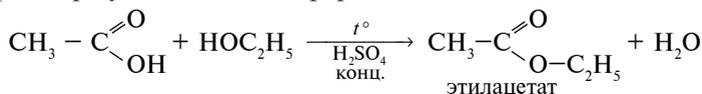


2) взаимодействуют с растворами щелочей (омыление)



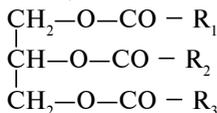
### Получение

Получают сложные эфиры **реакцией этерификации** — это реакция между кислотой и спиртом, в результате которой образуется сложный эфир.

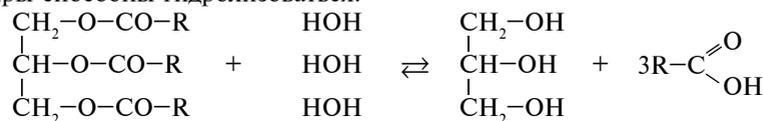


Сложные эфиры широко используют для приготовления фруктовых эссенций.

**Жиры** — это сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот, в основном, пальмитиновой, стеариновой (насыщенные кислоты) и олеиновой (ненасыщенные):



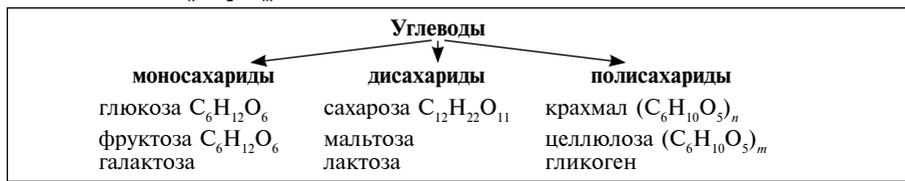
Жиры бывают растительные (жидкие), они называются маслами, и животные (твёрдые). Жидкие жиры перерабатывают на твёрдые с помощью реакции гидрирования (присоединения водорода). Как и сложные эфиры, жиры способны гидролизоваться:



**Омыление** — гидролиз сложных эфиров в щелочной среде.

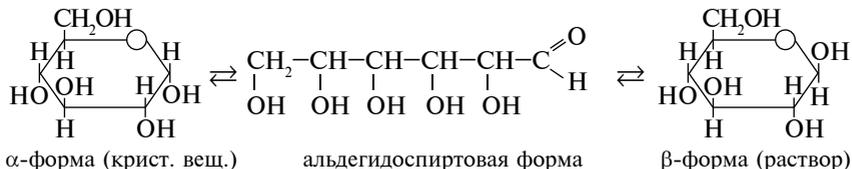
## УГЛЕВОДЫ

**Углеводы** — это органические соединения, состоящие из трёх элементов: углерода, водорода и кислорода, причём водород и кислород чаще всего находятся в таком же соотношении, как и в молекуле воды. Их общая формула  $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$ .



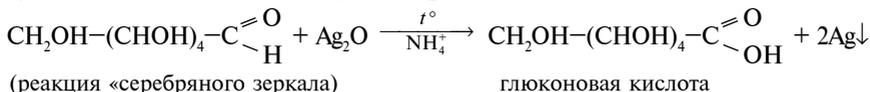
**Глюкоза  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$**  (виноградный сахар) — белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворяется в воде.

Глюкоза является альдегидоспиртом. Её молекула имеет такое строение:



### Химические свойства

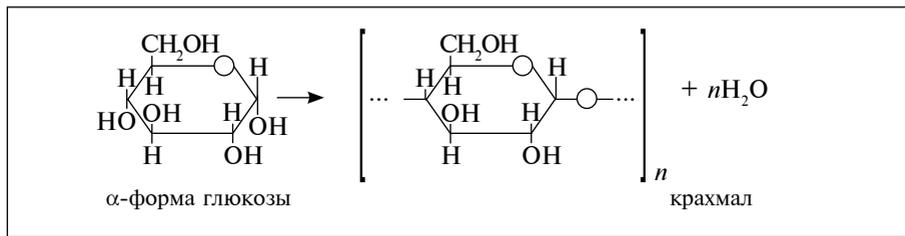
1) как альдегид глюкоза вступает в реакции окисления



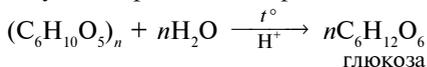


**Крахмал** ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>n</sub> принадлежит к полисахаридам. Это белый порошок, который не растворяется в холодной воде, набухает в горячей воде, образуя клейстер.

По строению молекулы является полимером α-глюкозы:



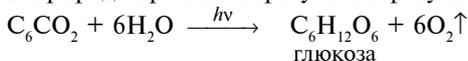
1) вступает в реакцию гидролиза



**Химические свойства**

2) раствор иода окрашивает крахмал в синий цвет — это качественная реакция на крахмал.

В природе крахмал образуется в результате фотосинтеза:



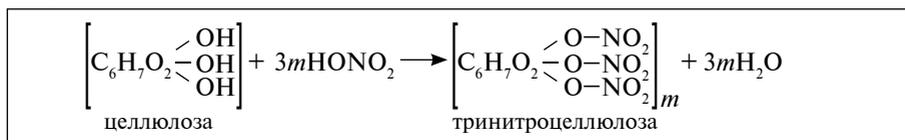
В промышленности его получают преимущественно из клубней картофеля, а также из кукурузы.

**Целлюлоза** ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>m</sub> (клетчатка), как и крахмал, является представителем группы полисахаридов. В отличие от макромолекул крахмала, макромолекулы целлюлозы образованы остатками β-глюкозы и имеют неразветвлённое строение. Поэтому целлюлоза — белое волокнистое вещество, нерастворимое в воде. Имеет такие химические свойства:

1) не вступает в реакцию «серебряного зеркала» (не имеет альдегидной группы);

2) как многоатомный спирт вступает в реакции этерификации

**Химические свойства**



3) гидролизуется  $(C_6H_{10}O_5)_m + mH_2O \xrightarrow[H^+]{t^\circ} mC_6H_{12}O_6$

глюкоза

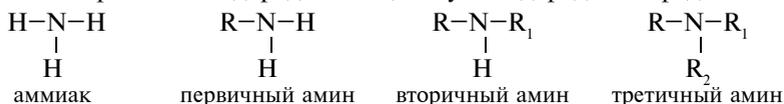
Применяется в изготовлении тканей, бумаги, этилового спирта, пластмассы, негорючей киноплёнки, бездымного пороха, лаков и т. д.

## АЗОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

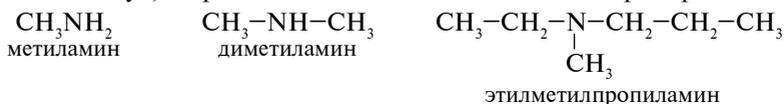
К этому классу органических веществ относятся нитросоединения  $R-NO_2$ , амины, аминокислоты  $H_2N-R-COOH$ , белки.

### Амины

Аминами называются производные аммиака, в молекуле которого один, два или все три атома водорода замещены углеводородными радикалами.



Названия аминов образуются от названий радикалов, которые входят в состав молекул, с прибавлением окончания *-амин*. Например:

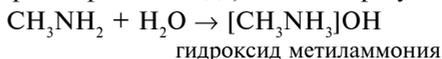


**Диамины** — это органические соединения, содержащие две аминогруппы. Например: этилендиамин  $H_2N-CH_2-CH_2-NH_2$ , гексаметилендиамин  $H_2N-(CH_2)_6-NH_2$ .

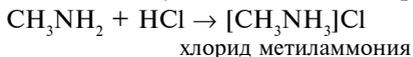
Низшие амины (метиламин, диметиламин, триметиламин) при обычных условиях — газы, имеющие слабый запах аммиака, средние члены ряда аминов — жидкости со слабым запахом, высшие — твёрдые, без запаха.

#### Химические свойства

1) растворяясь в воде, амины образуют основания



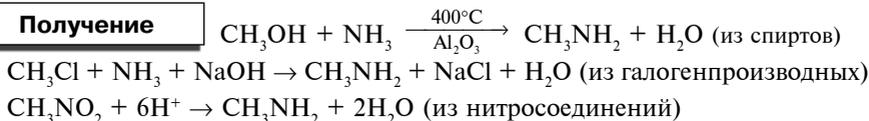
2) взаимодействуют с кислотами, образуя соли



3) горят на воздухе

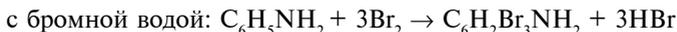
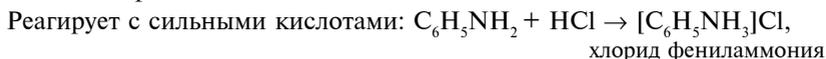


#### Получение



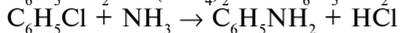
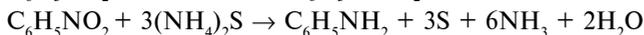
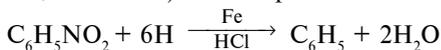
**Анилин**  $C_6H_5NH_2$  является простейшим представителем первичных ароматических аминов. Это бесцветная маслянистая жидкость со слабым характерным запахом, очень ядовитая; кипит при  $184^\circ C$ ; на воздухе быстро темнеет вследствие окисления.

Проявляет основные свойства, но они выражены слабее, чем у аминов насыщенного ряда и аммиака.



Получают анилин восстановлением нитробензола (реакция Зинина) или хлорбензола:

**Получение**

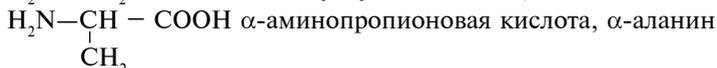


Анилин является основным сырьём в анилиноокрасочной промышленности.

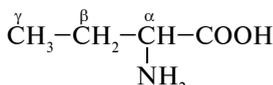
## Аминокислоты

Аминокислотами называются органические соединения, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа  $-\text{NH}_2$  и карбоксильная группа  $-\text{COOH}$ . Общая формула аминокислот  $\text{H}_2\text{N} - \text{R} - \text{COOH}$ .

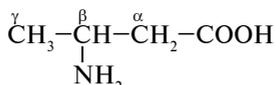
Названия аминокислот образуются от названий соответствующих кислот путём прибавления приставки *амино-*. Однако аминокислоты, входящие в состав белков, имеют также практические, исторически сложившиеся, названия. Например:



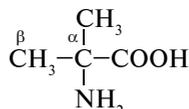
Изомерия аминокислот определяется положением аминогруппы и строением углеводного радикала. Например:



$\alpha$ -аминомасляная  
кислота



$\beta$ -аминомасляная  
кислота



$\alpha$ -аминоизомасляная  
кислота

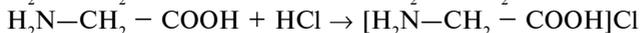
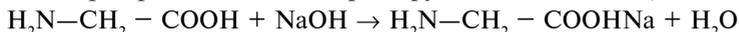
**Аминокислоты** — это бесцветные кристаллические вещества, которые плавятся с разложением при высоких температурах (свыше 250 °С). Легко растворяются в воде и не растворяются в эфире.

**Физические  
свойства**

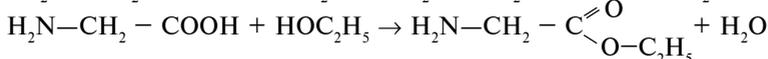
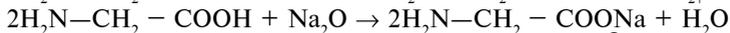
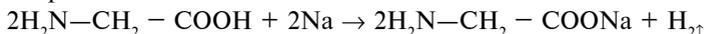
1) в водных растворах  $\alpha$ -аминокислоты существуют в виде внутренней соли или биполярного иона  $\text{H}_2\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$

**Химические  
свойства**

2) как амфотерные соединения реагируют и со щелочами, и с кислотами

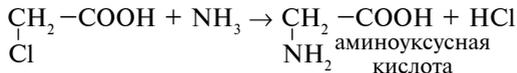
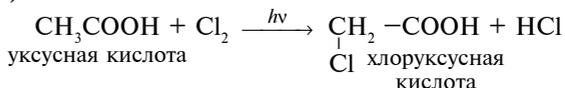


3) как и карбоновые кислоты реагируют с металлами, оксидами металлов, спиртами



**Получение**

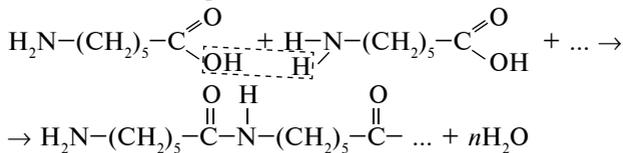
1) синтетический способ



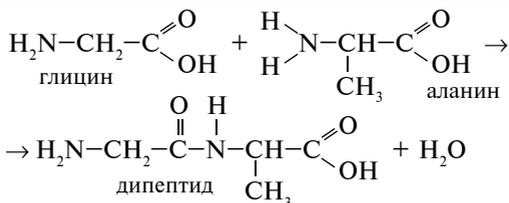
2) гидролиз белков — получили 22 наиболее важные аминокислоты:

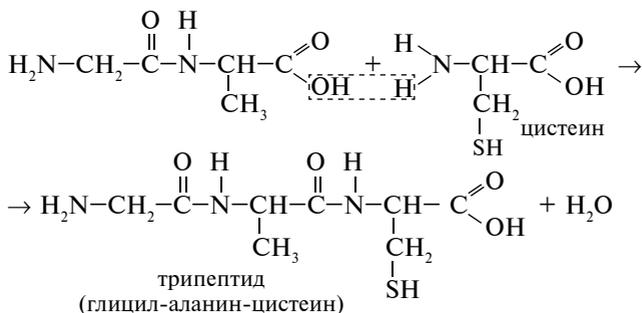


Важнейшим химическим свойством аминокислот является способность к реакции поликонденсации. Это свойство используют при синтезе белков и синтетических волокон.

**Синтез белковой молекулы:****Синтез волокна капрона:****Белки**

Белки — это сложные высокомолекулярные природные соединения, состоящие из остатков  $\alpha$ -аминокислот. С точки зрения современных представлений, в белках  $\alpha$ -аминокислоты связаны между собой пептидными (амидными) связями (NH—CO —) в пептидные звенья.





**Первичная структура белка** — это последовательность чередования остатков аминокислот в полипептидной цепи данного белка.

**Вторичная структура белка** — это форма полипептидной цепи в пространстве (спираль, которая удерживается водородными связями).

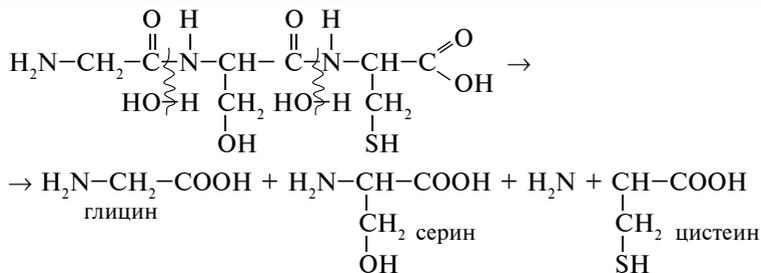
**Третичная структура белка** — это пространственное размещение полипептидных цепей, которое определяет его конфигурацию.

**Четвертичная структура белка** — это размещение в пространстве нескольких полипептидных цепей в макромолекуле белка.

Химические свойства белков:

- 1) денатурация — разрушение связей, обуславливающих четвертичную, третичную, вторичную структуры молекулы. Это происходит под действием сильных кислот и щелочей, этилового спирта, тяжелых металлов, радиации, нагревания и т. д.;
- 2) гидролиз белков до аминокислот

**Химические свойства**



3) цветные реакции на белки:

- биуретовая — образование фиолетового окрашивания при действии на белок реактивом Фелинга;
- ксантопротеиновая — образование желтого окрашивания при действии на белок, содержащий бензольное кольцо, концентрированной азотной кислотой;
- цистеиновая — образование черного осадка PbS при кипячении белков, содержащих серу, со щелочью в присутствии ацетата свинца(II);
- миллоновая — образование красного окрашивания при кипячении белка с реактивом Миллона (раствор нитрата ртути(II), содержащий азотистую кислоту).

**Ряд электроотрицательности неметаллов**

Si Y P As J Se C S Br Cl N O F

Ряд активности кислот  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $\text{HNO}_3$   $\text{HCl}$   $\text{H}_2\text{SO}_3$   $\text{H}_2\text{CO}_3$   $\text{H}_2\text{S}$   $\text{H}_2\text{SiO}_3$   
 $\text{H}_3\text{PO}_4$

**Электрохимический ряд активности металлов**

Cs Li Rb K Ba Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au Pt

**Относительные молекулярные массы некоторых неорганических соединений**

	$\text{O}^{2-}$	$\text{OH}^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{J}^-$	$\text{NO}_3^-$	$\text{S}^{2-}$	$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{SiO}_3^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$
$\text{H}^+$		18	36,6	81	128	63	34	82	98	62	78	98
$\text{NH}_4^+$		35	53,5	98	145	80	68	116	132	96	112	149
$\text{Na}^+$	62	40	58,5	103	150	85	78	126	142	106	122	164
$\text{K}^+$	94	56	74,5	119	166	101	110	158	174	138	154	212
$\text{Ba}^{2+}$	153	171	208	297	391	261	169	217	233	197	213	601
$\text{Ca}^{2+}$	56	74	111	200	294	164	72	120	136	100	116	310
$\text{Mg}^{2+}$	40	58	95	184	278	148	56	104	120	84	100	262
$\text{Al}^{3+}$	102	78	133,5	267	408	213	150	294	342	234	282	122
$\text{Cr}^{3+}$	152	103	158,5	292	433	238	200	344	392	284	332	147
$\text{Fe}^{2+}$	72	90	127	216	310	180	88	136	152	116	132	358
$\text{Fe}^{3+}$	160	107	162,5	296	437	242	208	352	400	292	340	151
$\text{Mn}^{2+}$	71	89	126	215	309	179	87	135	151	115	131	355
$\text{Zn}^{2+}$	81	99	136	225	319	189	97	145	161	125	141	385
$\text{Cu}^{2+}$	80	98	135	224	318	188	96	144	160	124	140	382
$\text{Ag}^+$	232	125	143,5	188	235	170	248	296	312	276	292	419
$\text{Pb}^{2+}$	232	241	278	367	461	33	239	287	303	267	283	811

**Качественные реакции на катионы и анионы**

Ион, который нужно распознать	Реактив	Результат
$\text{H}^+$	Лакмус, метиловый оранжевый	Красный цвет раствора
$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$ , $t^\circ$	Выделяется аммиак $\text{NH}_3$ (резкий характерный запах)
$\text{Ag}^+$	$\text{Cl}^-$	Белый творожистый осадок $\text{AgCl}$
$\text{Na}^+$	В пламени	Интенсивно-жёлтое окрашивание
$\text{K}^+$	В пламени	Бледно-фиолетовое окрашивание
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	Белый осадок $\text{BaSO}_4$
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{OH}^-$ $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Белый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$ Осадок «турнбулева синь» $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$

$\text{Fe}^{3+}$	$\text{OH}^-$ $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{SCN}^-$	Бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Осадок «берлинская лазурь» $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ Кроваво-красный раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{OH}^-$	Осадок синего цвета $\text{Cu}(\text{OH})_2$
$\text{Al}^{3+}$	$\text{OH}^-$	Желеобразный белый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$ , растворяющийся в избытке щелочи
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	Белый осадок $\text{CaCO}_3$
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{OH}^-$	Белый осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , похож на желе, растворяется в избытке щелочи
$\text{OH}^-$	Лакмус Фенолфталеин Метиловый оранжевый	Синий цвет раствора Малиновое окрашивание раствора Желтый цвет раствора
$\text{Cl}^-$	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$	Белый творожистый осадок $\text{AgCl}$ Белый осадок $\text{PbCl}_2$
$\text{Br}^-$	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$	Желтоватый творожистый осадок $\text{AgBr}$ Светло-желтый осадок $\text{PbBr}_2$
$\text{I}^-$	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$	Желтоватый творожистый осадок $\text{AgI}$ Ярко-желтый осадок $\text{PbI}_2$
$\text{S}^{2-}$	$\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{H}^+$	Черный осадок $\text{CuS}$ , $\text{PbS}$ . Выделяется газ $\text{H}_2\text{S}$ , имеющий характерный запах тухлых яиц
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{H}^+$	Выделяется газ $\text{SO}_2$
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+}$	Белый осадок $\text{BaSO}_4$
$\text{NO}_3^-$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{Cu}$	Выделяется бурый газ $\text{NO}_2$
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{H}^+$	Выделяется газ $\text{CO}_2$
$\text{SiO}_3^{2-}$	$\text{H}^+$	Желеобразный белый осадок $\text{H}_2\text{SiO}_3$
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{Ag}^+$	Желтый осадок $\text{Ag}_3\text{PO}_4$

### Типичные химические свойства основных классов неорганических соединений

Основные классы неорганических соединений	Металлы	Неметаллы	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды	Щелочи	Основания	Амфотерные гидроксиды	Кислоты	Соли	Вода	$t^\circ$
Металлы		+							+(3)	+(1)	+(2)	
Неметаллы	+											
Основные оксиды				+	+			+	+		+(4)	
Амфотерные оксиды			+	+		+			+			
Кислотные оксиды			+		+	+	+	+		+(5)	+(6)	
Щелочи				+	+			+	+	+(7)		
Основания				+					+			+

Основные классы неорганических соединений	Металлы	Неметаллы	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды	Щелочи	Основания	Амфотерные гидроксиды	Кислоты	Соли	Вода	$t^\circ$
Амфотерные гидроксиды			+	+		+			+			+
Кислоты	+(3)		+		+	+	+	+		+(8)		
Соли	+(1)			+(5)		+(7)			+(8)	+(9)	+(10)	+
Вода	+(2)		+(4)	+(6)						+(10)		

- (1) С солями активных металлов.
- (2) С водой реагируют:
  - а) без  $t^\circ$ , образуя гидроксид и  $H_2$ : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra
  - б) при  $t^\circ$ , образуя оксид и  $H_2$  — все остальные, которые стоят в ряду активности металлов до H.
- (3) Металлы, которые в ряду активности стоят до H, реагируют с разбавленными кислотами (кроме  $HNO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ).
- (4) С водой реагируют только 10 активных металлов.
- (5) Это касается взаимодействия карбонатов с  $SiO_2$  при  $t^\circ$ , и силикатов с  $CO_2$  при  $t^\circ$ .
- (6) С водой не реагирует  $SiO_2$ .
- (7) Щелочи реагируют только с растворимыми в воде солями.
- (8) Кислоты реагируют только с солями менее активных кислот.
- (9) Реакция происходит, если обе реагирующие соли растворимы в воде, а в результате реакции образуется осадок.
- (10) Возможен гидролиз солей.

### Относительные молекулярные массы некоторых органических соединений

Название соединения		$-CH_3$	$-C_2H_5$	$-C_3H_7$	$-C_4H_9$	$-C_5H_{11}$	$-C_6H_5$	
		15	29	43	57	71	77	
Алканы	$-H$	1	16	30	44	58	72	78
Алкены	$-CH=CH_2$	27	42	56	70	84	98	104
Алкины	$CH\equiv CH-$	25	40	54	68	82	96	102
Галогенопроизводные углеводородов	$-Cl$	35,5	35,5	64,5	78,5	92,5	96,5	112,5
	$-Br$	80		109	123	137	151	157
Арены	$-C_6H_5$	77	92	106	120	134	148	154
Простые эфиры	$CH_3O-$	31	46	60	74	88	102	109
Фенолы, спирты	$-OH$	17	32	46	60	74	88	94
Альдегиды	$-CON$	29	44	58	72	86	100	106
Карбоновые кислоты	$-COOH$	45	60	74	88	102	116	122
Простые эфиры	$-C_6H_5O$	45	60	74	88	102	116	122
Азотосодержащие соединения	$-NO_2$	46	61	75	89	103	117	123

### Качественные реакции на органические вещества

Органическое соединение	Реактив	Результат
Алкан	$\text{KMnO}_4$ раствор	Не обесцвечивают фиолетовый раствор $\text{KMnO}_4$
Алкен Алкин Алкадиен	раствор $\text{KMnO}_4$ $\text{Br}_2$ — вода	Обесцвечивают фиолетовый раствор $\text{KMnO}_4$ Обесцвечивают бромную воду
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{Cu}$ прокалить ( $\text{CuO}$ )	Выделение газа, восстановление черного порошка $\text{CuO}$ до чистой меди коричневого цвета
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	Свежеприготовленный $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Ярко-синий раствор глицерата меди(II)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{Br}_2$ — вода, $\text{FeCl}_3$	Белый осадок 2,4,6-трибромфенола Раствор фиолетового цвета
$\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$	Свежеприготовленный $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , $t^\circ$ Аммиачный раствор $\text{Ag}_2\text{O}$	Красный осадок $\text{Cu}_2\text{O}$  Реакция «серебряного зеркала»
$\text{CH}_3\text{COOH}$	Лакмус $\text{NaOH}$ , $\text{FeCl}_3$ $\text{Na}_2\text{CO}_3$	Раствор красного цвета Раствор красного цвета Выделяется газ $\text{CO}_2$
$\text{H}-\text{COOH}$	Аммиачный раствор $\text{Ag}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $t^\circ$	Реакция «серебряного зеркала» Выделяется газ $\text{CO}_2$
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{Br}_2$ — вода Раствор $\text{KMnO}_4$	Обесцвечивает бромную воду Обесцвечивают фиолетовый раствор $\text{KMnO}_4$
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ (раствор мыла)	$\text{H}^+$	Белый осадок $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ Глюкоза	Свежеприготовленный $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , $t^\circ$ Аммиачный раствор $\text{Ag}_2\text{O}$	Красный осадок $\text{Cu}_2\text{O}$  Реакция «серебряного зеркала»
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Концентриров. раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Осветление «известкового молока»
$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	$\text{J}_2$	Фиолетовое окрашивание
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2$	$\text{Br}_2$ — вода	Белый осадок 2,4,6-триброманилина

### Растворимость кислот, оснований и солей в воде

Катионы Анионы	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Н
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	—
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Н	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—	—	Н	—	Н
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Р — растворяется в воде;

М — мало растворяется в воде;

Н — практически не растворяется; черточка — соединение разлагается водой или не существует.