

# **ВЕСЬ КУРС ШКОЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ**

---

## **в схемах и таблицах**

**МАТЕМАТИКА  
ФИЗИКА  
ХИМИЯ  
ИНФОРМАТИКА  
БИОЛОГИЯ**

Санкт-Петербург  
Издательство “Тригон”

**УДК 373.161.1/075.3  
ББК я71  
В38**

**Авторы-составители:**

**Коноплева О. А. (математика), Соболева С. А. (физика),  
Левина Э. М. (химия), Гусева И. Ю. (информатика),  
Жеребцова Е. Л. (биология).**

**В38      Весь курс школьной программы в схемах и таблицах:** математика, физика, химия, информатика, биология – СПб. : Тригон, 2007. – 624 с.

Справочное пособие предназначено учащимся общеобразовательных школ. В наглядных таблицах и схемах изложен весь материал школьной программы по математике, физике, химии, информатике и биологии. Книгу можно использовать для подготовки к урокам, контрольным и самостоятельным работам. Предложенная форма подачи материала удобна для старшеклассников и абитуриентов при подготовке к экзаменам, т. к. позволяет систематизировать знания, облегчает понимание сложных определений, понятий и формул.

**ISBN 978-5-94684-935-7**

**УДК 373.161.1/075.3  
ББК я71**

**Отдел продаж:  
тел./факс: 8-901-312-1951  
e-mail: trigonprint@mail.ru**

Все права на книгу находятся под охраной издателей.

**ISBN 978-5-94684-935-7      © ООО “Издательство “Тригон”, 2007**

# **ХИМИЯ**

---

## **в схемах и таблицах**

## 8 класс

### Основные понятия



# ХИМИЯ

234

Состав веществ отражается с помощью **химической формулы** – условной записи состава вещества посредством химических символов и индексов. Индекс показывает число атомов в молекуле



**Химические свойства** характеризуют способность одного вещества превращаться в другие

**Физические свойства**, например: агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, Ткип, Тпл, растворимость, электропроводность, теплопроводность

Все, что происходит с веществами – **явления**:

**Физические** – не сопровождаются образованием новых веществ. Может изменяться размер или форма тела, агрегатное состояние веществ, например: образование льда, плавление металла

**Химические (химические реакции)** – сопровождаются образованием новых веществ, Например: фотосинтез, горение дров

**Сопровождаются признаками:**

- изменение цвета;
- изменение запаха;
- образование или растворение осадка;
- выделение или поглощение газа;
- выделение или поглощение энергии

**Подчиняются закону сохранения массы веществ**  
Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ

Записываются с помощью **химических уравнений** – условная запись химической реакции посредством химических формул и математических знаков:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

## Строение атома (планетарная модель)



Частицы	Масса	Заряд	Как определить количество
$p^+$	1	+1	Равно Z и порядковому номеру
$e^-$	$\frac{1}{1837}$	-1	Равно числу $p^+$
$n^0$	1	0	$A-Z$ , где A – массовое число, $A \approx Ar$

Если изменить количество:

$$\text{Na №}11 \Rightarrow Z = +11 \Rightarrow n_{p^+} = n_{e^-} = 11; n_{n^0} = 23 - 11 = 12$$

1)  $p^+$  ⇒ меняется Z ⇒ меняется порядковый номер элемента, то есть образуется новый вид атомов, что и происходит при ядерных реакциях.

**Химический элемент** – вид атомов с определенным одинаковым зарядом ядра.

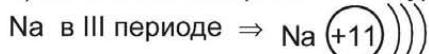
2)  $n^0$  ⇒ изменяется масса атома, но Z сохраняется.

Разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются **изотопами**.

3)  $e^-$  ⇒ образуется заряженная частица – **ион**. Если атом присоединяет  $e^-$ , то превращается в **анион** (отрицательно заряженный ион), а если отдает  $e^-$  – то в **катион** (положительно заряженный ион).

## Строение электронных оболочек атомов

1) количество энергетических уровней в атоме равно N периода.



2) по номеру группы можно определить высшую степень окисления и число  $e^-$  на внешнем энергетическом уровне у элементов главных подгрупп.

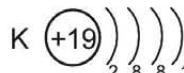
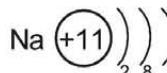
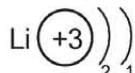


# ХИМИЯ

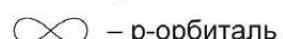
236

3) максимальное количество  $\bar{e}$  на энергетическом уровне  $N=2n^2$ , где  $n$  – номер энергетического уровня  $\text{Na } (+11) \begin{pmatrix} 2 \\ 8 \\ 1 \end{pmatrix})$

4) одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому повторяются и свойства химических элементов.

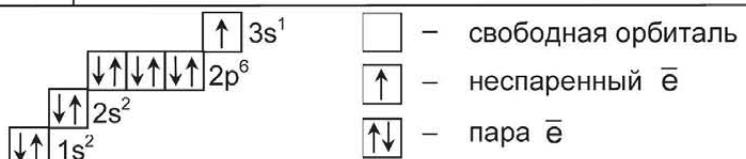
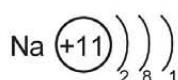
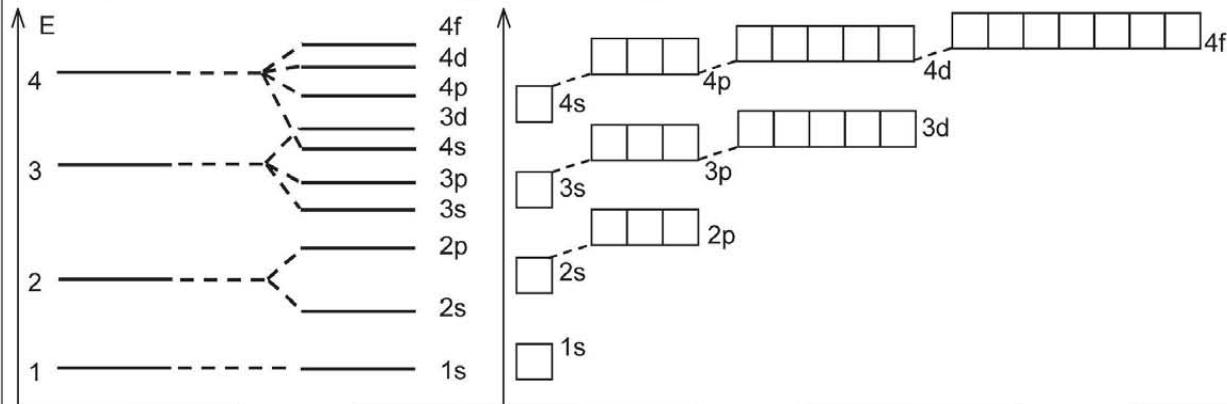


5) пространство, в котором движется  $\bar{e}$ , называется орбиталью (электронным облаком)



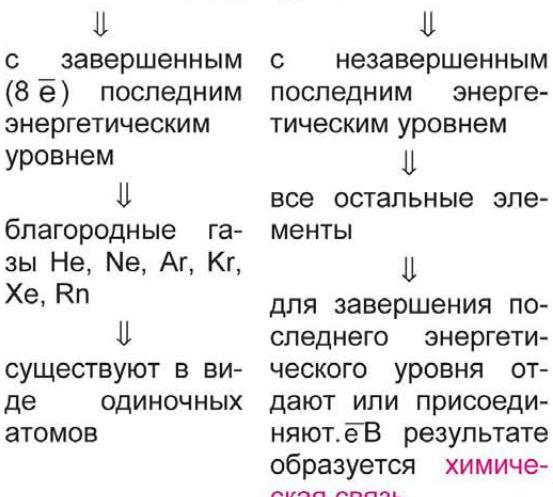
– d-орбита́ль

6) энергетический уровень делится на подуровни



## Виды химической связи

Атомы по строению внешнего энергетического уровня:



**Химическая связь** – это взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, кристаллы.

Вид образованной химической связи зависит от разности в электроотрицательности связанных атомов.

**Электроотрицательность** – свойство атомов данного химического элемента притягивать  $\text{\textit{e}}$  от атомов других химических элементов для завершения последнего энергетического уровня.

### В Периодической системе:

Rat уменьшается  $\Rightarrow$  Э. О. увеличивается  $\Rightarrow$  неметаллические свойства увеличиваются

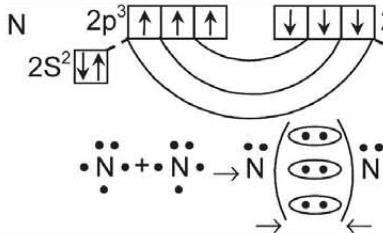
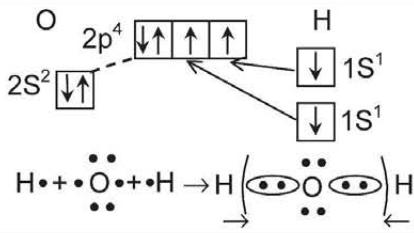
Rat увеличивается

↓  
Э. О. уменьшается

↓  
металлические свойства увеличиваются

ХИМИЯ

Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь
Определение	Связь между ионами	Связь в металлах между ионами за счет обобществленных $\bar{e}$
Соединяющиеся частицы	Ионы	Ион-атомы и $\bar{e}$
Элементы	Атомы элементов с большой разностью в Э.О. $M_e + n_e M_e$	Атомы $M_e$
Схема образования связи	$\text{Mg}^{+12}\left(\begin{array}{ c } \hline 12 \\ \hline 2 & 8 & 2 \\ \hline \end{array}\right)_2 \rightarrow \left[\text{F}^+9\right]_2 \left[\text{Mg}^{+12}\right]_2 \left[\text{F}^+9\right]_2$ $\Rightarrow \left[\text{F}^+9\right]_2 \left[\text{Mg}^{+12}\right]_2 \left[\text{F}^+9\right]_2$	$M_e^o - n_e^- \rightleftharpoons M_e^{n+}$
Частицы в узлах кристаллической решетки	Ионы	Ион-атомы
Тип кристаллической решетки	Ионная	Металлическая
Характер связи между частицами	Электростатическое взаимодействие	Металлическая связь между ион-атомами и свободными $\bar{e}$
Прочность связи	Прочная	Разной прочности.
Характерные физические свойства веществ	Твердые, тугоплавкие, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Твердое агрегатное состояние (кроме Hg) металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность
Примеры	$\text{MgF}_2$ ; $\text{KCl}$	$\text{Fe}$ , $\text{Cu}$

Признаки сравнения	Ковалентная связь	
	Неполярная	Полярная
Определение	Связь, образованная за счет общих электронных пар	
Соединяющиеся частицы	Атомы	
Какие элементы участвуют	Разница в Э. О. отсутствует $\text{HeMe} + \text{neMe}$ атомы одного химического элемента	Разница в Э. О. небольшая $\text{heMe} + \text{neMe}$
Схема образования связи		
Частицы в узлах кристаллической решетки	Атомы, молекулы	
Тип кристаллической решетки	Атомная, молекулярная	
Характер связи между частицами	Атомная – ковалентные связи; молекулярная – силы межмолекулярного взаимодействия	
Прочность связи	Атомная – очень прочная, молекулярная – слабая	
Характерные физические свойства веществ	Атомная: очень твердые, очень тугоплавкие, нерастворимы в воде. Молекулярная: при обычных условиях – любое агрегатное состояние, невысокая твердость, легкоплавкие, многие растворимы в воде.	
Примеры	Атомная – С(алмаз); $\text{SiO}_2$ ; молекулярная – $\text{CO}_2$ ; $\text{H}_2\text{O}$	

# ХИМИЯ

240

## Количественные величины в химии

Величина и ее обозначение	Определения, понятия	Единицы измерения
Количество вещества, $n$	Величина, которая дает представление о числе структурных частиц в порции вещества. <b>1 моль</b> – такое количество вещества, в котором содержится столько же структурных частиц (атомов, молекул, ионов), сколько содержится атомов в 12 г углерода	Моль, кмоль, ммоль
Постоянная Авогадро, $N_A$	Величина, которая показывает, сколько частиц содержится в 1 моле вещества: $6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{1}{\text{моль}} (\text{моль}^{-1})$
Число частиц, $N$	$N = n \cdot N_A$	Отсутствует
Молярная масса, $M$	Масса одного моля вещества. Численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе $M = \frac{m}{n};  M  =  \text{Mr} ;  M  =  \text{Ar} $	г/моль кг/кмоль мг/ммоль
Молярный объем газов, $V_m$	Объем, который занимает 1 моль газообразного вещества. При нормальных условиях ( $t=0^\circ \text{C}$ ; $P=760 \text{ мм рт. ст.}$ ) равен 22,4 л $V_m = \frac{V}{n}$	л/моль мл/ммоль $\text{м}^3/\text{кмоль}$
Относительная плотность газов, $D$	Величина, показывающая, во сколько раз один газ легче (тяжелее) другого, то есть, во сколько раз плотность одного газа (меньше) больше плотности другого $D = \frac{M_1}{M_2}$	Отсутствует

<b>Величина и ее обозначение</b>	<b>Определения, понятия</b>	<b>Единица измерения</b>
Массовая доля элемента в веществе, $\omega$	$\omega = \frac{Ar(\text{э}) \cdot n}{Mr} (\times 100\%)$ , где $n$ – количество атомов в молекуле.	Отсутствует или %
Массовая доля вещества в растворе (смеси), $\omega$	В растворе: $\omega = \frac{m_{\text{раствор.вещества}}}{m_{\text{раствора}}} (\times 100\%)$ В смеси: $\omega = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3} (\times 100\%)$ , где $m_1, m_2, m_3$ – массы компонентов смеси	Отсутствует или %
Объемная доля вещества в смеси, $\varphi$	$\varphi = \frac{V_1}{V_1 + V_2 + V_3} (\times 100\%)$ где $V_1, V_2, V_3$ – объемы компонентов смеси	Отсутствует или %
Молярная концентрация, $C$	$C = \frac{n}{V}$ , где $n$ – количество растворенного вещества, $V$ – объем раствора	моль/л

# ХИМИЯ

242

## Простые вещества

Металлы		Неметаллы
Агрегатное состояние	Твердое, кроме Hg	Твердое (S; J <sub>2</sub> ), Жидкое (Br <sub>2</sub> ) Газообразное (O <sub>2</sub> ; N <sub>2</sub> )
Пластичность	Пластичные	Хрупкие
Металлический блеск	Есть	Отсутствует
Тепло- и электропроводность	Есть	У большинства отсутствует

Простых веществ существует больше, чем химических элементов, так как для некоторых элементов характерна **аллотропия**.

**Аллотропия** – это способность химического элемента образовывать несколько простых веществ, эти простые вещества называют **аллотропными модификациями**.

О		С	
Кислород O <sub>2</sub>	Озон O <sub>3</sub>	Алмаз	Графит
Кислород, газ без цвета и запаха, малорастворим в воде	Озон, газ бледно-фиолетового цвета, резкий запах, хорошо растворим в воде	Бесцветное кристаллическое вещество, очень твердое, не проводит тепло и электрический ток	Темно-серое кристаллическое вещество, мягкое, тепло- и электропроводное, имеет металлический блеск.

## Соединения химических элементов

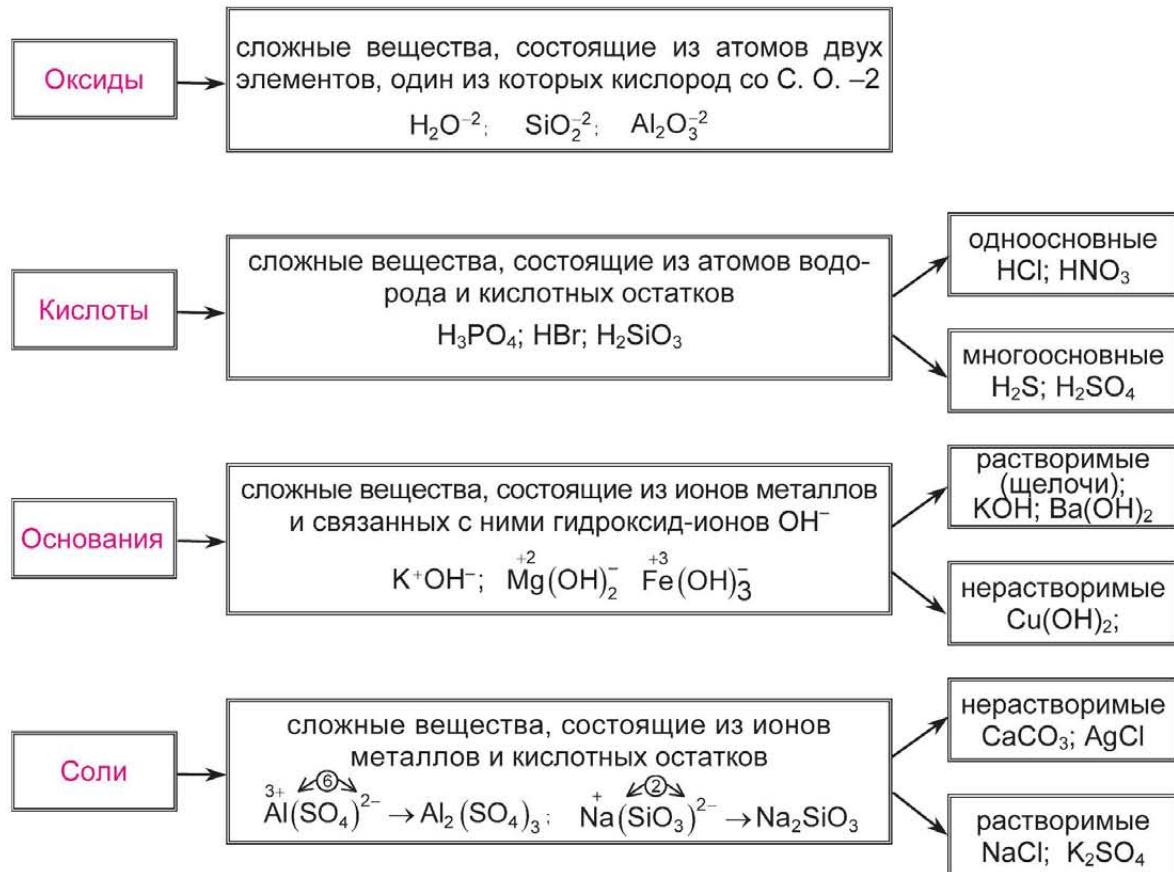
Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в веществе ионные.

Правила определения степени окисления	Составление формул бинарных соединений по степени окисления
<ol style="list-style-type: none"><li>В простых веществах степень окисления атомов равна 0.</li><li>Атомы более электроотрицательного элемента присоединяют <math>\bar{e}</math> и приобретают <math>\ominus</math> степень окисления.</li><li>Атомы менее электроотрицательного элемента отдают <math>\bar{e}</math> и приобретают <math>\oplus</math> степень окисления.</li><li>Сумма степеней окисления в соединении равна 0.</li></ol> $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow (+3) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$ $\text{H}_3\overset{+5}{\text{P}}\text{O}_4 \rightarrow (+1) \cdot 3 + (+5) + (-2) \cdot 4 = 0$ $\overset{x}{\text{Si}}\text{O}_2 \rightarrow x + (-2) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +4$ $\text{H}_2\overset{x}{\text{S}}\text{O}_4 \rightarrow (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \Rightarrow x = +6$	<ol style="list-style-type: none"><li>На первом месте пишем знак менее электроотрицательного элемента, на втором – более.</li><li>Определяем, сколько <math>\bar{e}</math> может отдать атом менее электроотрицательного элемента, а сколько присоединить <math>\bar{e}</math> атом более электроотрицательного элемента.</li><li>Находим наименьшее общее кратное обеих степеней окисления и делим его на каждую из них – получаем индексы.</li></ol> $\text{Al S} \xrightarrow{\begin{array}{l}\swarrow \oplus \\ +3 -2 \end{array}} \text{Al}_2\text{S}_3; \text{ P O} \xrightarrow{\begin{array}{l}\swarrow \ominus \\ +5 -2 \end{array}} \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{S O} \xrightarrow{\begin{array}{l}\swarrow \oplus \\ +6 -2 \end{array}} \text{SO}_3$

# ХИМИЯ

244

## Сложные вещества



## Химические реакции

Химические реакции	По тепловому эффекту	<p><b>Экзотермические</b> – протекают с выделением энергии <math>4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5 + Q</math></p> <p><b>Эндотермические</b> – протекают с поглощением энергии  <math>Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CuO + H_2O - Q</math></p>
	По числу и составу исходных и образовавшихся веществ	<p><b>Реакции разложения</b> – из одного сложного вещества образуется несколько более простых: <math>CaCO_3 \xrightarrow{t^o} CaO + CO_2</math></p> <p><b>Реакции соединения</b> – из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное: <math>CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2</math></p> <p><b>Реакции замещения</b> – атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе: <math>2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow</math></p> <p><b>Реакции обмена</b> – два сложных вещества обмениваются составными частями: <math>CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O</math></p>
	По агрегатному состоянию реагирующих веществ	<p><b>Гетерогенные</b> – исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях: <math>Fe(t) + CuCl_2(p-p) \rightarrow Cu(t) + FeCl_2(p-p)</math></p> <p><b>Гомогенные</b> – исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии: <math>H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)</math></p>
	По наличию катализатора	<p><b>Катализитические</b> <math>2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2 \uparrow</math></p> <p><b>Некатализитические</b> <math>S + O_2 \xrightarrow{t^o} SO_2</math></p>
	По направлению	<p><b>Необратимые</b> – протекают в данных условиях только в одном направлении: <math>H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl</math></p> <p><b>Обратимые</b> – протекают в данных условиях одновременно в двух противоположных направлениях: <math>3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3</math></p>
	По изменению степени окисления атомов элементов	<p><b>Окислительно-восстановительные</b> – степени окисления изменяются:  <math>Fe + 2HCl \xrightarrow{0+1-1} Fe^{+2}Cl^{-1} + H_2^0 \uparrow</math></p> <p><b>Неокислительно-восстановительные</b> – степени окисления не изменяются:  <math>SO_3^{+6} + H_2^+ O^{-2} \rightarrow H_2^{+1} SO_4^{+6}</math></p>

## Скорость химических реакций

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций, называется **химической кинетикой**.

*v* x. p.

Для гомогенной реакции

$$v = \pm \frac{n_2 - n_1}{V(t_2 - t_1)} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Определяется изменением концентрации вещества в единицу времени и выражается в   
 моль  
 л · с

Для гетерогенной реакции

$$v = \pm \frac{n_2 - n_1}{S(t_2 - t_1)} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$$

Определяется изменением количества вещества в единицу времени и на единице поверхности.

Реакция происходит при столкновении молекул реагирующих веществ, поэтому ее скорость определяется количеством столкновений и их силой.

## Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Природа реагирующих веществ	Концентрация (для газов и жидкостей)	Температура	Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ для гетерогенных р-ций	Катализатор
<p>Под природой реагирующих веществ понимают: <b>особенности строения атомов, прочность химической связи и кристаллической решетки</b></p> <p><math>2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow</math> при комнатной <math>t^\circ</math>.</p> <p><math>\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2 \uparrow</math> только при <math>t^\circ</math></p>	<p>Чем выше концентрация, тем больше столкновений в единицу времени. <b>З-н действующих масс:</b> <math>v \propto p</math> прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам.</p> $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ $v = k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$ <p>Закон не распространяется на вещества в твердом агрегатном состоянии</p> $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $v = k \cdot C_{\text{O}_2}^5$ <p><math>k</math> – константа, которая равна <math>v</math> реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л</p>	<p><b>Правило Вант-Гоффа:</b></p> <p>При повышении температуры на каждые <math>10^\circ\text{C}</math> скорость реакции увеличивается в 2–4 раза.</p> $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ <p><math>\gamma</math> – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличится <math>v</math> реакции при повышении температуры на <math>10^\circ\text{C}</math>.</p>	<p>Скорость прямо пропорциональна площади поверхности, так как чем больше площадь, тем больше столкновений в единицу времени. Для увеличения <math>v</math> твердые вещества измельчают, если возможно – растворяют</p>	<p><b>Катализатор</b> – это вещество, которое увеличивает скорость реакции, оставаясь к концу ее неизменным. Биологические катализаторы – <b>ферменты</b>.</p>

# ХИМИЯ

248

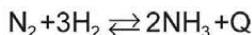
## Обратимые и необратимые реакции

Гомогенные реакции между растворами будут **необратимыми**, если подчиняются правилу Бертолле:

- в результате реакции образуется осадок  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
- в результате реакции образуется вода  $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- в результате реакции выделяется газ  $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Обратимые реакции не доходят до конца, и заканчиваются установлением **химического равновесия**: состояние системы реагирующих веществ, когда скорости прямой и обратной реакций равны.

**Принцип Ле Шателье:** если изменить одно из условий – температуру, давление (когда в реакции участвуют газы) или концентрацию веществ – при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смеется в направлении, которое препятствуют этому изменению.



Увеличение  
концентрации  
исходных  
веществ  $\text{N}_2$   
или  $\text{H}_2$   
Уменьшение  $t^\circ$   
Увеличение  $P$

Смещение  
равновесия →  
в сторону  
продуктов  
реакции  $\text{NH}_3$

В сторону  
исходных  
веществ

Смещение  
равновесия ←  
Увеличение  
концентрации  
 $\text{NH}_3$   
Увеличение  $t^\circ$   
Уменьшение  $P$



Увеличение  
концентрации  
исходных  
веществ  $\text{N}_2$   
или  $\text{O}_2$   
Увеличение  $t^\circ$

Смещение  
равновесия →  
в сторону  
продуктов  
реакции  $\text{NO}$

В сторону  
исходных  
веществ

Смещение  
равновесия ←  
Увеличение  
концентрации  
 $\text{NO}$   
Уменьшение  $t^\circ$

Катализатор не влияет на смещение равновесия, а только ускоряет его достижение, так как одинаково увеличивает  $v$  прямой и обратной реакции.

# Растворы

## Смеси

**Неоднородные** – смеси, в которых невооруженным глазом или с помощью микроскопа можно заметить частицы веществ, составляющих смесь (например, смесь глины с водой).

**Однородные** – смеси, в которых даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы веществ, составляющих смесь (например, раствор сахара в воде).

## Способы разделения смесей

Фильтрование  
Отстаивание  
Декантация

Выпаривание  
Перегонка  
Кристаллизация

**Растворы** – однородная система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия

**Растворение** – физико-химический процесс: происходит диффузия, и в результате взаимодействия растворенного вещества с водой образуются гидраты

По содержанию растворенного в-ва

**Разбавленные** – растворенного вещества намного меньше, чем растворителя

**Концентрированные** – количества растворенного вещества и растворителя сравнимы друг с другом

**Насыщенный** – раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется

**Ненасыщенный** – раствор, в котором при данной температуре вещества еще может растворяться

**Пересыщенный** – раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии большие вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях

По агрегатному состоянию:

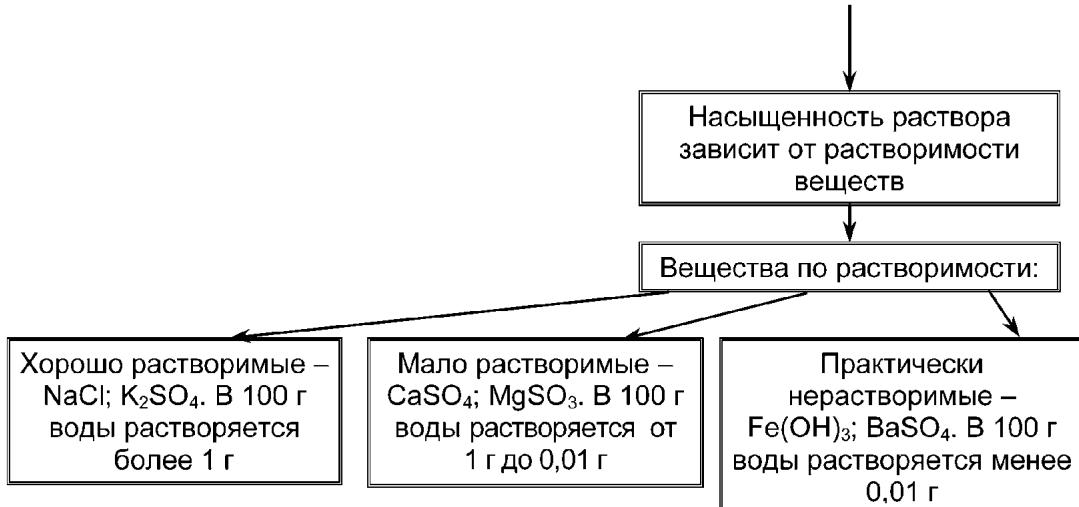
**Твердые** (сплавы металлов)

**Жидкие** (растворы солей в воде)

**Газообразные** (воздух)

# ХИМИЯ

250



При повышении температуры растворимость твердых веществ обычно увеличивается, а газов – уменьшается.

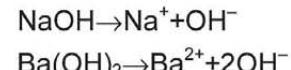
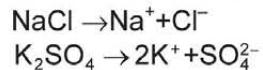
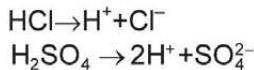
## Электролитическая диссоциация



Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**. (ЭД)

## **Основные положения теории электролитической диссоциации**

1) При растворении в воде или при расплавлении электролиты распадаются (диссоциируют) на ионы. Причиной диссоциации при растворении является вода, которая разрушает кристаллическую решетку и химическую связь, а при расплавлении – высокая температура.



2) к катоду ←  ион – катион       ион – анион → к аноду  
в электрическом поле движутся направленно

3) Свойства ионов и образовавших их атомов различные

4) Процесс ЭД – обратимый процесс, поэтому характеризуется степенью ЭД( $\alpha$ ). Величина, которая показывает, какая часть молекул распалась на ионы:

$$\alpha = \frac{N_d}{N_p} \cdot 100\% \quad (N_d - \text{количество продиссоциировавших частиц}, N_p - \text{число растворенных частиц}).$$

# ХИМИЯ

252

## В зависимости от $\alpha$ электролиты бывают

Сильные ( $\alpha > 30\%$ )	Средней силы ( $30\% > \alpha > 3\%$ )	Слабые ( $\alpha < 3\%$ )
1) все щелочи: NaOH; KOH и т. д. 2) кислоты: HNO <sub>3</sub> ; HCl; HBr; HJ; H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 3) почти все соли: KNO <sub>3</sub> ; CaCl <sub>2</sub> и т. д.	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ; H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1) Кислоты: H <sub>2</sub> S; H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; HNO <sub>3</sub> 2) раствор NH <sub>3</sub> 3) H <sub>2</sub> O

**Реакции между электролитами** – это реакции между ионами, которые образовались при их диссоциации, поэтому их записывают и в молекулярном, и в ионном виде. Протекают всегда в сторону наиболее полного связывания ионов.

	Молекулярное	Полное ионное	Краткое ионное
①	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> +2KOH=K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> +2H <sub>2</sub> O	2H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2K <sup>+</sup> + 2OH <sup>-</sup> = = 2K <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sub>2</sub> O	H <sup>+</sup> +OH <sup>-</sup> =H <sub>2</sub> O
②	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> +2HNO <sub>3</sub> =2KNO <sub>3</sub> +CO <sub>2</sub> ↑+H <sub>2</sub> O	2K <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sup>+</sup> + 2NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> = = 2K <sup>+</sup> + 2NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + CO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	2H <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> = CO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O
③	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> +3BaCl <sub>2</sub> =3BaSO <sub>4</sub> ↓+2AlCl <sub>3</sub>	2Al <sup>3+</sup> + 3SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 3Ba <sup>2+</sup> + 6Cl <sup>-</sup> = = 3BaSO <sub>4</sub> ↓ + 2Al <sup>3+</sup> + 6Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> = BaSO <sub>4</sub> ↓

В ионных уравнениях:

- а) электролиты записывают в ионном виде;
- б) неэлектролиты и слабые электролиты – в молекулярном виде;
- в) в ионном уравнении сумма зарядов ионов в левой части и правой части равны.

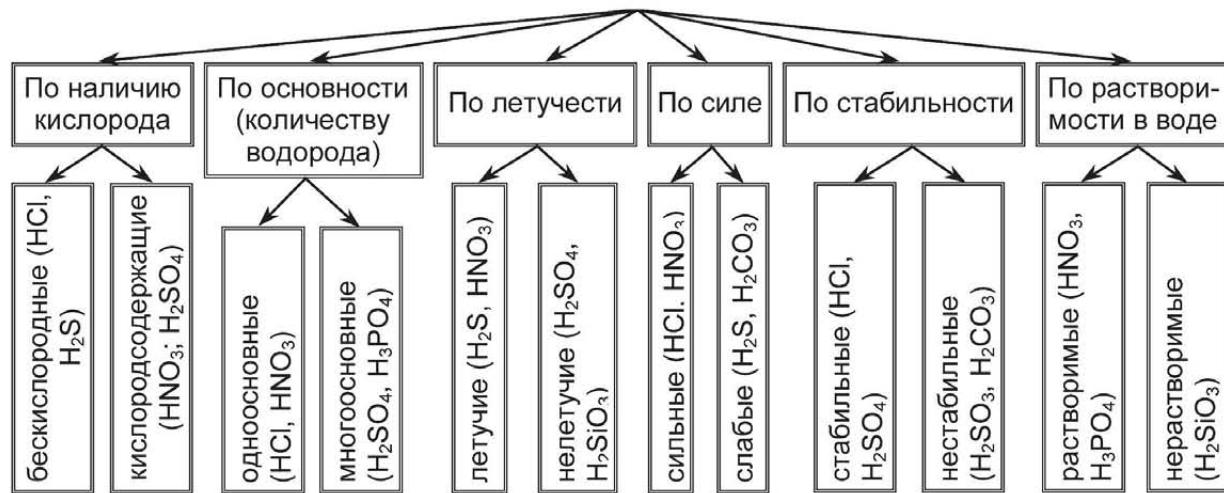
**Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется**

- 1) малодиссоциирующее вещество;
- 2) газ;
- 3) осадок

# Кислоты

**Кислоты** – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков.

## Классификация кислот



**Физические свойства:** жидкие или твердые вещества, многие хорошо растворяются в воде, имеют кислый вкус.

## Получение

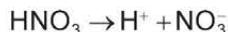
для кислородсодержащих	для бескислородных	общий способ
кислотный оксид + H <sub>2</sub> O	неметалл + H <sub>2</sub>	соль + кислота
SO <sub>3</sub> +H <sub>2</sub> O→H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> +Cl <sub>2</sub> →2HCl	K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> +2HCl→2KCl+H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ↓

# ХИМИЯ

254

## Химические свойства кислот

### 1) Диссоциация



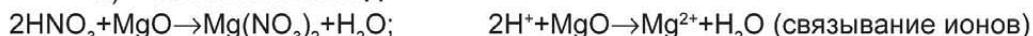
многоосновные диссоциируют ступенчато:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ ;  $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ .

Образующиеся при диссоциации  $\text{H}^+$  изменяют окраску индикаторов и придают кислый вкус растворам кислот.

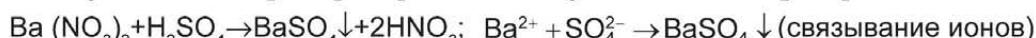
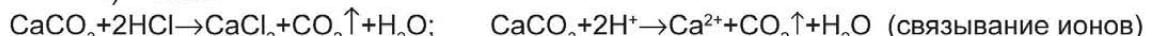
### 2) + основание – наиболее характерная реакция



### 3) + основный оксид



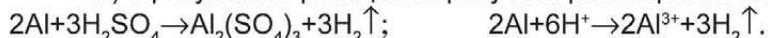
### 4) + соль



### 5) + металл, если

а) он находится в ряду напряжений до  $\text{H}_2$

б) в результате реакции образуется растворимая соль

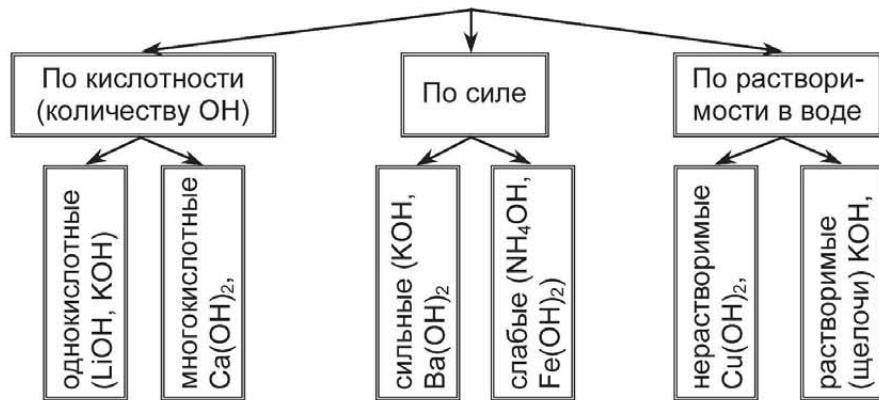


**Вывод:** практически во всех реакциях принимают участие ионы  $\text{H}^+$  (что видно из кратких ионных уравнений). Следовательно, они обуславливают общие химические свойства кислот.

## Основания

Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогрупп.

### Классификация оснований



**Физические свойства:** все основания (кроме  $\text{NH}_4\text{OH}$ ) твердые вещества, имеющие различную окраску.

### Получение

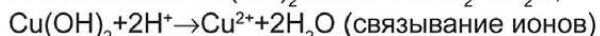
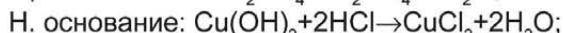
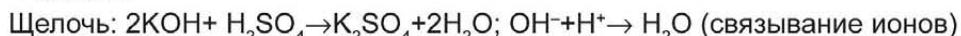
Для щелочей	Для нерастворимых оснований
a) $\text{H}_2\text{O} + \text{щелочной или щелочно-земельный металл}$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ ; $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$	a) щелочь+растворимая соль $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
б) $\text{H}_2\text{O} + \text{оксид щелочного или щелочно-земельного металла}$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$ ; $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	

# ХИМИЯ

256

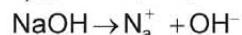
## Химические свойства оснований

1) Наиболее характерная реакция – **для всех оснований**  
+ кислота



2) **Для щелочей**

а) **диссоциация**

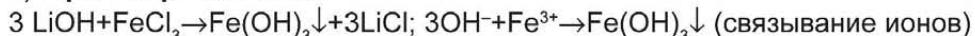


При диссоцииации образуются ионы  $\text{OH}^-$ , которые изменяют окраску индикаторов и придают мылкость растворам щелочей.

б) **+ кислотный оксид**

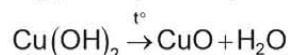


в) **+ растворимая соль**



**Вывод:** во всех реакциях участвуют ионы  $\text{OH}^-$ , (что видно из кратких ионных уравнений), следовательно, они обуславливают общие химические свойства щелочей.

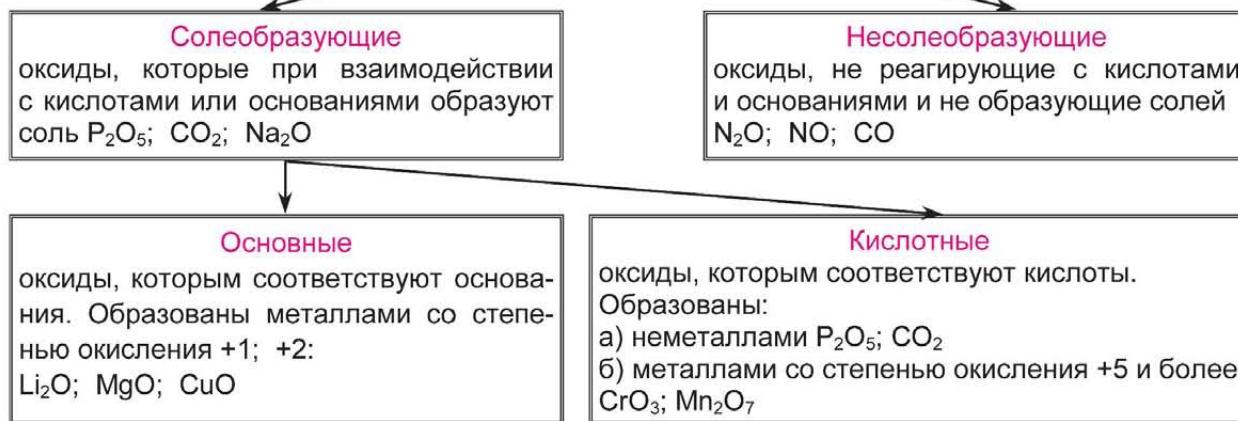
3. **Для нерастворимых оснований** – при нагревании разлагаются на оксид и воду.



# Оксиды

**Оксиды** – сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород, со степенью окисления –2.

## Классификация оксидов



## Получение

Горение	Разложение
1) Простых веществ $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ ; $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ 2) Сложных веществ $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ ; $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$	1) нерастворимых оснований $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$ 2) Некоторых кислот $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^\circ} H_2O + SiO_2$ 3) Некоторых солей $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2 \uparrow$

# ХИМИЯ

258

## Химические свойства

Основные	Кислотные
<b>1. Взаимодействие с водой</b>	
если оксид образован щелочным или щелочно-земельным металлом $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH};$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	все, кроме $\text{SiO}_2$ (прочная атомная кристаллическая решетка) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4;$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
<b>2. Взаимодействие с кислотами</b>	
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	Не реагируют
<b>3. Взаимодействие со щелочами</b>	
Не реагируют	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{SiO}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
<b>4. Взаимодействуют друг с другом</b>	
$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CaSiO}_3$	
	$3\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

## Соли

Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотных остатков.

### Классификация солей

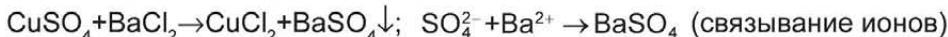
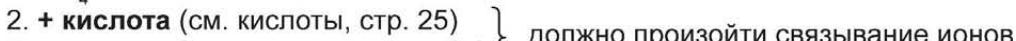
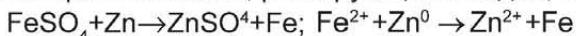
Средние	Кислые	Основные
Продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл $K_2SO_4; Na_3PO_4;$ $K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$ $Na_3PO_4 \rightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}$	Продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Их образуют многоосновные кислоты $Ca(HCO_3)_2; KHSO_4$ $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2HCO_3^-$ $KHSO_4 \rightarrow K^+ + HSO_4^-$	Это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Их образуют многокислотные основания $MgOHCl; FeOH(NO_3)_2$ $MgOHCl \rightarrow MgOH^+ + Cl^-$ $FeOH(NO_3)_2 \rightarrow FeOH^{2+} + 2NO_3^-$

**Физические свойства:** все твердые кристаллические вещества, имеют разную окраску

### Химические свойства

#### 1. + металл, если:

- обе соли (реагирующая, и образующаяся) растворимы;
- металл с более выраженным восстановительными свойствами вытесняет из соли металл, у которого восстановительные свойства слабее (то есть в ряду напряжений он расположен правее);
- нельзя брать металлы, реагирующие с водой, т. е. щелочные и щелочно-земельные.



**Вывод:** свойства солей определяются ионами металлов и кислотных остатков, которые находятся в их растворах.

# ХИМИЯ

260

## Получение солей

<i>Из кислот:</i>	кислота + металл	$6\text{HCl} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
	кислота + основный оксид	$2\text{HNO}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
	кислота + основание	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
	кислота + соль	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
<i>Из оснований</i>	щелочь + кислотный оксид	$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	щелочь + соль	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CaSO}_4\downarrow$
	основание + кислота (см. выше)	
<i>Из солей</i>	соль + металл	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
	соль + соль	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
	соль + щелочь (см. выше)	
	соль + кислота (см. выше)	
<i>Из оксидов</i>	осн. оксид + кисл. оксид	$3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
	осн. оксид + кислота (см. выше)	
	осн. оксид + щелочь (см. выше)	
<i>Из простых веществ</i>	металл + неметалл	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuCl}_2$

## Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

**ОВР** – реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов или ионов химических элементов.

<p><b>Окисление</b> – процесс отдачи <math>\bar{e}</math> атомами, ионами или молекулами. Атомы, ионы или молекулы, отдающие <math>\bar{e}</math>, называются <b>восстановителями</b></p> $\left. \begin{array}{l} \text{ок-е} \\ \text{в-ль} \end{array} \right\} \text{Fe}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ $\left. \begin{array}{l} \text{ок-е} \\ \text{в-ль} \end{array} \right\} \text{S}^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$ <p>у восстановителя степень окисления повышается</p>	<p><b>Восстановление</b> – процесс присоединения <math>\bar{e}</math> атомами, ионами, молекулами. Атомы, ионы или молекулы, присоединяющие <math>\bar{e}</math>, называются <b>окислителями</b>.</p> $\left. \begin{array}{l} \text{вост-е} \\ \text{ок-ль} \end{array} \right\} \text{Fe}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ $\left. \begin{array}{l} \text{вост-е} \\ \text{ок-ль} \end{array} \right\} \text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{-2}$ <p>у окислителя степень окисления понижается</p>
<p><b>Типичные восстановители:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. металлы</li> <li>2. соединения неметаллов в низшей степени окисления: <math>(\text{H}_2\text{S}^{-2}; \text{N}^{-3}\text{H}_3)</math></li> </ol>	<p><b>Типичные окислители:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. галогены; <math>\text{N}_2; \text{O}_2</math></li> <li>2. вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления: <math>\text{HNO}_3; \text{H}_2\text{SO}_4</math></li> </ol>

### Метод электронного баланса

(число  $\bar{e}$ , отданных восстановителем, равно числу  $\bar{e}$ , принятых окислителем)

$\begin{array}{c} \text{H} \overset{+1}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_3} + \overset{0}{\text{P}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \\ \downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow \\ \text{H}_3 \overset{+1}{\text{P}} \overset{-2}{\text{O}_4} + \overset{+2}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}} \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \text{N} \overset{+5}{\text{O}} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N} \overset{+2}{\text{O}} \quad   \quad 5 \\ \text{o-ль} \quad \text{o-ль} \quad   \quad 15 \\ \text{P} \overset{0}{\text{O}} - 5\bar{e} \rightarrow \text{P} \overset{+5}{\text{O}} \quad   \quad 3 \\ \text{b-ль} \end{array}$ <hr/> $5\text{N}^{+5} + 3\text{P}^0 \rightarrow 5\text{N}^{+2} + 3\text{P}^{+5}$ $5\text{HNO}_3 + 3\text{P} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Определить степень окисления атомов элементов до и после реакции.</li> <li>2. Подчеркнуть знаки химических элементов, изменивших степень окисления.</li> <li>3. Составить электронные уравнения (показать процессы окисления и восстановления)</li> <li>4. Сбалансировать заряды: найти наименьшее общее кратное числа отданных и принятых <math>\bar{e}</math>, а затем определить множитель для каждого процесса.</li> <li>5. Суммировать полуреакции (<math>\bar{e}</math> должны сократиться)</li> <li>6. Проставить коэффициенты при окислителе и восстановителе.</li> <li>7. Проверить: может быть необходимы коэффициенты и перед другими веществами.</li> <li>8. Указать: окисление – восстановление; окислитель-восстановитель.</li> </ol>
--	---

## Генетическая связь между классами веществ

Генетической называется связь между веществами разных классов соединений, основанная на их взаимных превращениях и отражающая единство их происхождения.

Генетическая связь может быть отражена в **генетических рядах**.

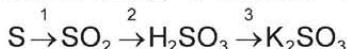
**Генетический ряд** состоит из веществ, которые образованы одним химическим элементом, принадлежат к разным классам соединений и связаны взаимными превращениями.

**Ряд металла:** металл  $\rightarrow$  основный оксид  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  соль



- 1)  $4\text{Li} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{ }} 2\text{Li}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ }} 2\text{LiOH}$ ;
- 3)  $2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{ }} \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Ряд неметалла:** неметалл  $\rightarrow$  кислотный оксид  $\rightarrow$  кислота  $\rightarrow$  соль



- 1)  $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{SO}_2$ ;
- 2)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ }} \text{H}_2\text{SO}_3$ ;
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{ }} \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

## 9 класс

# Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе

### 1. Положение элемента в П. С. и строение его атомов

Указывается номер периода, группы, подгруппа (главная или побочная), порядковый номер элемента

Рассчитываем число  $p^+$ ;  $\bar{e}$  и  $n^0$  в атоме.

Число  $p^+$  равно порядковому номеру элемента; число  $\bar{e}$  – числу  $p^+$ , так как атом электронейтрален; чтобы рассчитать количество  $n^0$ , необходимо из Ar вычесть число  $p^+$ , так как масса атома складывается из масс  $p^+$  и  $n^0$ .

Показываем распределение  $\bar{e}$  по энергетическим уровням: их количество равно номеру периода, в котором расположен элемент. Число  $\bar{e}$  – на последнем энергетическом уровне у элементов главных подгрупп совпадает с номером группы.

### 2. Характер простого вещества

Зависит от количества  $\bar{e}$  на внешнем уровне в атомах элемента: чаще всего 1–2  $\bar{e}$  – металл, 4 и более  $\bar{e}$  – неметалл.

3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.

В подгруппе с увеличением порядкового номера радиус атомов увеличивается, поэтому электроотрицательность уменьшается, значит, металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают.

4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

В периоде с увеличением порядкового номера радиус атомов уменьшается, поэтому электроотрицательность увеличивается, значит, металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются.

# ХИМИЯ

264

## 5. Состав высшего оксида, его характер.

В высшем оксиде степень окисления элемента равна номеру группы, в которой он расположен.  
Оксид металла со степенью окисления +1, +2 – основный.

Оксид металла со степенью окисления +3, +4 (иногда +2) – амфотерный.

Оксид металла со степенью окисления +5 и более; }  
Оксид неметалла (если он солеобразующий) – } кислотный

## 6. Состав высшего гидроксида, его характер.

Характер гидроксида зависит от характера оксида:

оксид	гидроксид
основный	основание
амфотерный	амфотерный гидроксид
кислотный	кислота

## 7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов)

Как правило, в водородных соединениях неметаллы имеют низшую степень окисления, которая определяется количеством электронов, необходимых для завершения последнего энергетического уровня атома неметалла.

# Периодический закон и Периодическая система химических элементов

## Д. И. Менделеева

**Периодический закон:** в основу классификации химических элементов Менделеев положил атомную массу.

Расположив элементы в ряд по увеличению атомных масс:

Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca
7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35,5	39	40

↑

! ! ! ! !

он обнаружил, что через определенные интервалы (периоды) встречаются сходные химические элементы.

**Формулировка** (1869 г.): свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.

В связи с открытием изотопов (атомы одного элемента с одинаковым зарядом ядра, но разными массовыми числами) и закона Мозли (заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента) формулировка Периодического закона была изменена: свойства химических элементов, а также форма и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

# ХИМИЯ

266

Периодическая система химических элементов является графическим изображением Периодического закона.

Периодическая система состоит из:

- 1) периодов; 2) групп; 3) подгрупп; 4) химических элементов.

1. **Период** – ряд элементов, расположенных по увеличению порядкового номера, с одинаковым количеством энергетических уровней, равным номеру периода.

2. **Группа** – ряд элементов, расположенных по увеличению порядкового номера, с одинаковой высшей степенью окисления, равной номеру группы.

3. Группа делится на главную и побочную подгруппы. **Подгруппа** – ряд элементов с одинаковым строением валентных энергетических уровней. У элементов главных подгрупп электронами заполняется последний энергетический уровень, а у элементов побочных – один из предпоследних.

4. **Порядковый номер** элемента численно равен заряду ядра его атома.

## Изменение свойств элементов в Периодической системе

1. В периоде свойства элементов изменяются плавно, так как у каждого следующего элемента заряд ядра увеличивается на 1, и добавляется 1 электрон.

2. При переходе к следующему периоду свойства изменяются скачкообразно, так как появляется новый энергетический уровень.

3. Периодичность в изменении свойств объясняется повторяемостью в заполнении энергетических уровней атомов элементов.

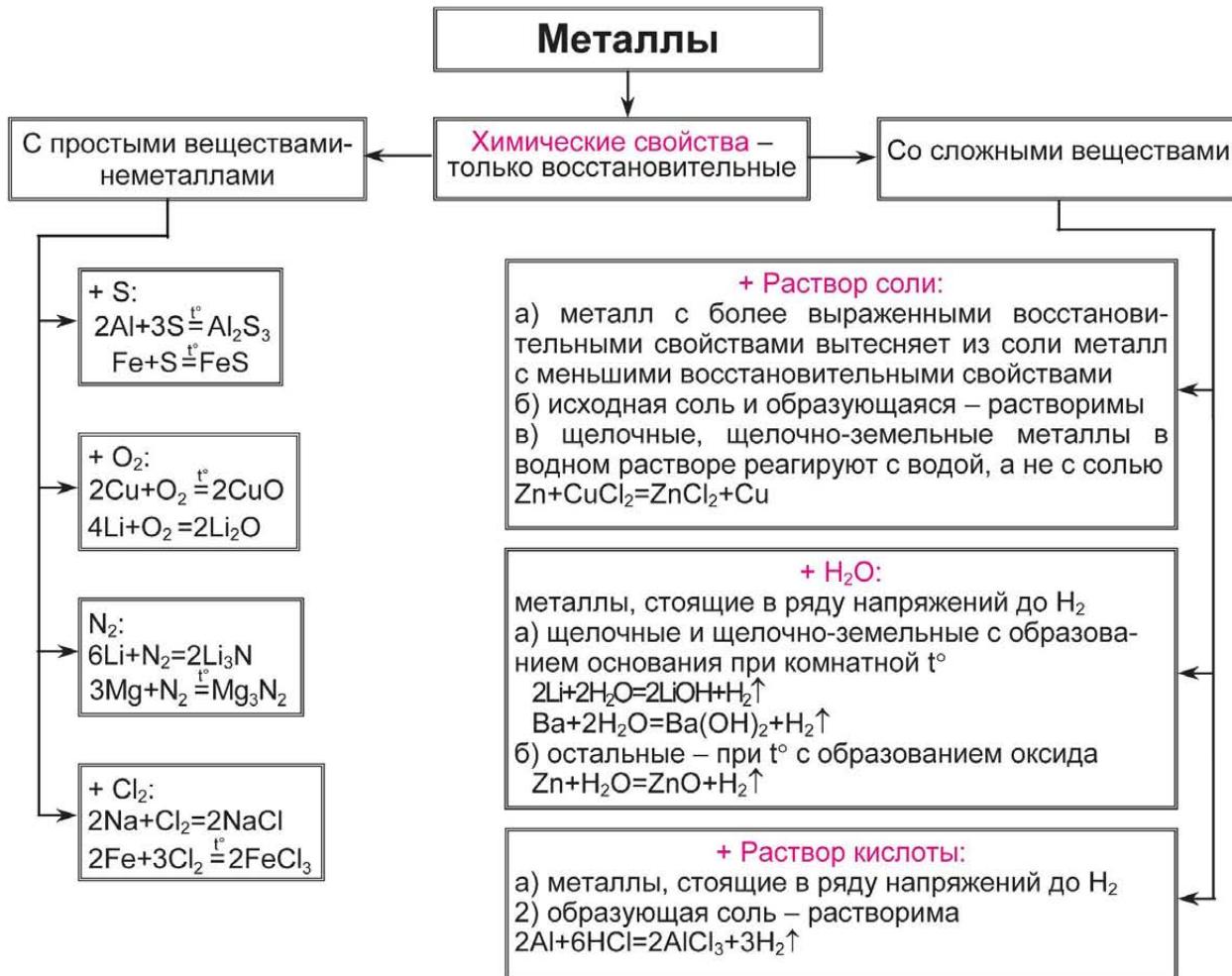
4. В периоде с увеличением зарядов атомных ядер происходит заполнение одного энергетического уровня, что приводит к увеличению притяжения  $\bar{e}$  к ядру и уменьшению радиуса атома. Поэтому неметаллические свойства усиливаются, а металлические ослабевают.

5. В подгруппе с увеличением зарядов атомных ядер увеличивается число энергетических уровней, что приводит к росту  $R$  атомов. Поэтому неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.



# ХИМИЯ

268



## Нахождение металлов в природе

В свободном состоянии, т. е. в самородном виде (Pt, Au, Ag и др.)

В связанном состоянии, т. е. в виде соединений

Металлы средней активности встречаются в виде оксидов ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), сульфидов ( $\text{ZnS}$ )

Активные металлы встречаются в виде солей: карбонаты ( $\text{CaCO}_3$ ), сульфаты ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), хлориды ( $\text{KCl}$ ), фосфаты ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ )

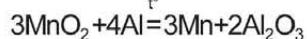
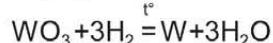
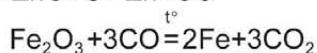
### Общие способы получения металлов

являются процессами восстановления и зависят от формы нахождения металла в природе и окислительной активности его ионов

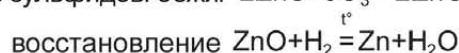
#### Пирометаллургия –

получение металлов из руд при высоких температурах. Восстановители: С, CO,  $\text{H}_2$ ; металлы – Al, Mg, Zn  
Используется для получения металлов средней активности и малоактивных.

Из оксидов  $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{\text{t}} \text{Zn} + \text{CO}$

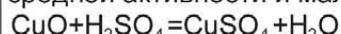


Из сульфидов: обжиг  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$



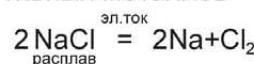
#### Гидрометаллургия –

получение металлов из растворов их солей. Восстановители: более активные металлы. Используется для получения металлов средней активности и малоактивных



#### Электрометаллургия –

получение металлов из растворов и расплавов их соединений при действии на них постоянного электрического тока (электролиз). Используется для получения активных металлов



# ХИМИЯ

270





# ХИМИЯ

272

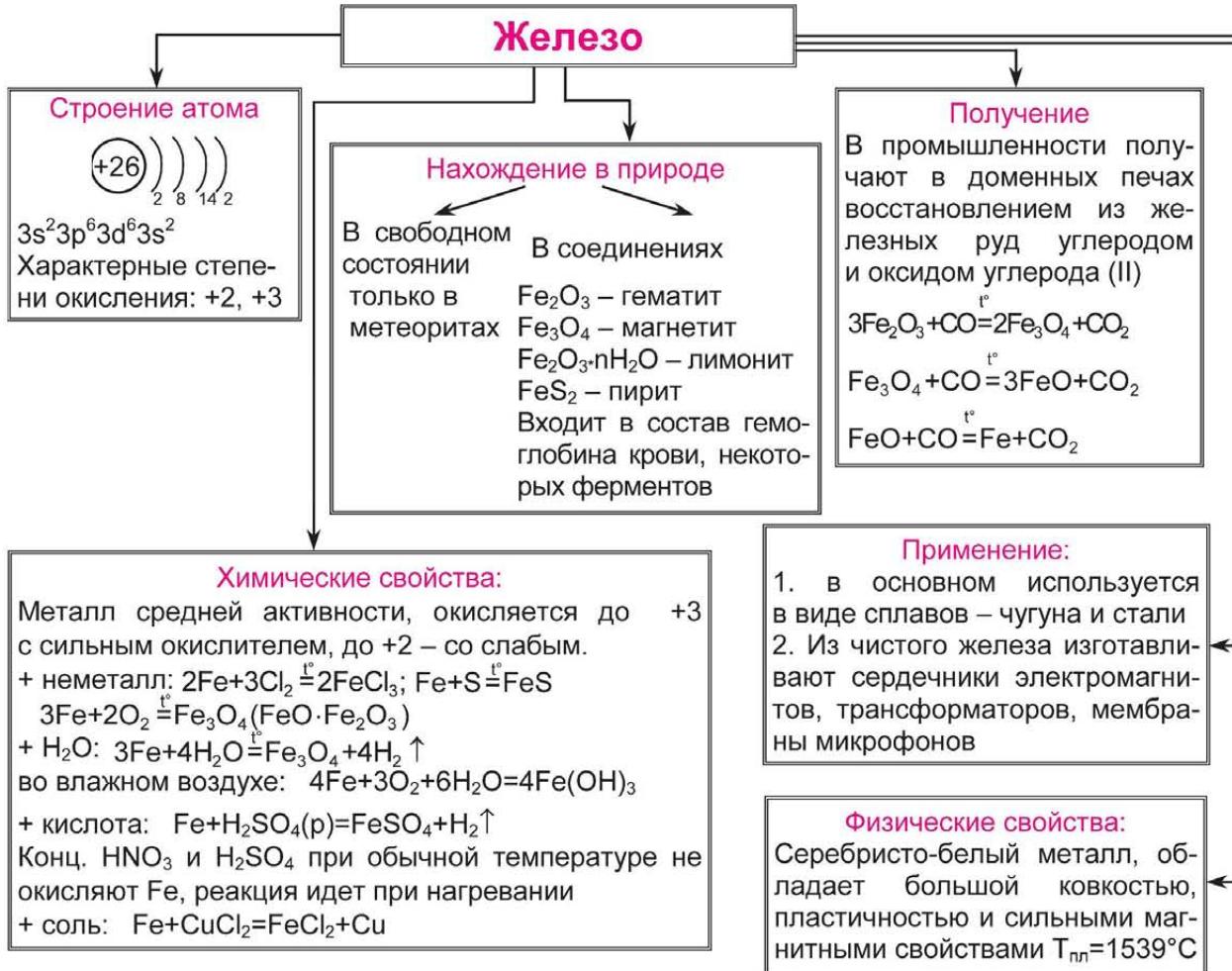
## Металлы I-III групп главных подгрупп

1) Строение валентного слоя	$ns^1$ ↑ степень окисления +1	$ns^2$ ↓↑ степень окисления +2	$np^1$ ↑ $ns^2$ ↓↑
2) Изменение металлических свойств	В подгруппе Rat увеличивается $\Rightarrow$ восстановительные свойства усиливаются	В подгруппе Rat увеличивается $\Rightarrow$ восст. свойства усиливаются	В подгруппе Rat увеличивается $\Rightarrow$ восстановительные свойства усиливаются
При переходе от I к III группе Rat уменьшается $\Rightarrow$ восстановительные свойства ослабевают			
3) Нахождение в природе	Только в соединениях $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова соль, $NaCl$ – поваренная соль, $NaCl \cdot KCl$ – сильвинит Ионы $Na^+$ содержатся в крови и лимфе, $K^+$ – внутриклеточный ион	Только в соединениях $CaCO_3$ – мел, мрамор, известняк $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс $Ca_3(PO_4)_2$ – фосфорит, апатит Соединения Ca содержатся в костях, зубах, регулируют работу сердца, участвуют в процессах свертывания крови. Соединения Mg содержатся в печени, костях, нервной ткани, у растений входят в состав хлорофилла	Только в соединениях $Al_2O_3$ – корунд, глинозем, рубины, сапфиры Алюмосиликаты: каолинит, полевой шпат, нефелин. Al – самый распространенный металл в природе
4) Физические свойства простых веществ	Серебристо-белые металлы с различными оттенками. Легкие, мягкие, легкоплавкие. С увеличением атомной массы твердость и $T_{пл}$ понижаются	Серебристо-белые металлы с различными оттенками. Легкие, более твердые, чем щелочные, имеют более высокие $T_{пл}$ . С увеличением атомной массы твердость и $T_{пл}$ понижаются	Серебристо-белый легкий металл, $T_{пл}=660^\circ$ , очень пластичный, имеет хорошую тепло- и электропроводность
При переходе от I к III группе увеличиваются $T_{пл}$ и твердость металлов			

5) Химические свойства + неметалл	$4\text{Li} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{Li}_2\text{O}$ , остальные щелочные металлы образуют пероксиды $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{Na}_2\text{O}_2$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{NaCl}$ ; $2\text{Na} + \text{S} \xrightarrow{\text{осталь}} \text{Na}_2\text{S}$ ; $6\text{Na} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{Na}_3\text{N}$ ; $2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{NaH}$	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{CaO}$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} \text{CaCl}_2$ ; $\text{Ca} + \text{S} \xrightarrow{\text{осталь}} \text{CaS}$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} \text{Ca}_3\text{N}_2$ ; $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} \text{CaH}_2$	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} 2\text{AlCl}_3$ ; $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{\text{осталь}} \text{Al}_2\text{S}_3$ $2\text{Al} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{осталь}} \text{AlN}$ ; $\text{Al} + \text{H}_2 \nrightarrow$
+ H <sub>2</sub> O	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$ если удалить оксидную пленку
+ к-та (HCl)	$2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$
+ соль (FeCl <sub>3</sub> )	Na+FeCl <sub>3</sub> , $\nrightarrow$ т. к. реагирует с водой	Ca+FeCl <sub>3</sub> , $\nrightarrow$ т. к. реагирует с водой	$\text{Al} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Fe} \uparrow$
+ щелочь (KOH)	Na+KOH, $\nrightarrow$ т. к. типичный металл	Ca+KOH, $\nrightarrow$ т. к. типичный металл	$2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$ т.к образ. амфотерные оксид и гидроксид
6) Получение	Электролиз расплавов: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$	Электролиз расплавов: $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Ca} + \text{Cl}_2$	Электролиз расплавов : $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{Na}_3\text{AlF}_6, \text{эл.ток}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2$
7) Применение	Производство фотоэлементов, теплоносители в ядерных реакциях, восстановители при производстве металлов, катализаторы в органической химии	Восстановители при производстве металлов, производство сплавов	Получение сплавов и использование их в авиа-, судо-, авто-, приборостроении, ракетной технике, строительстве. Изготовление проводов, посуды, химической аппаратуры, сварка, получение металлов

# ХИМИЯ

274



## Соединения железа

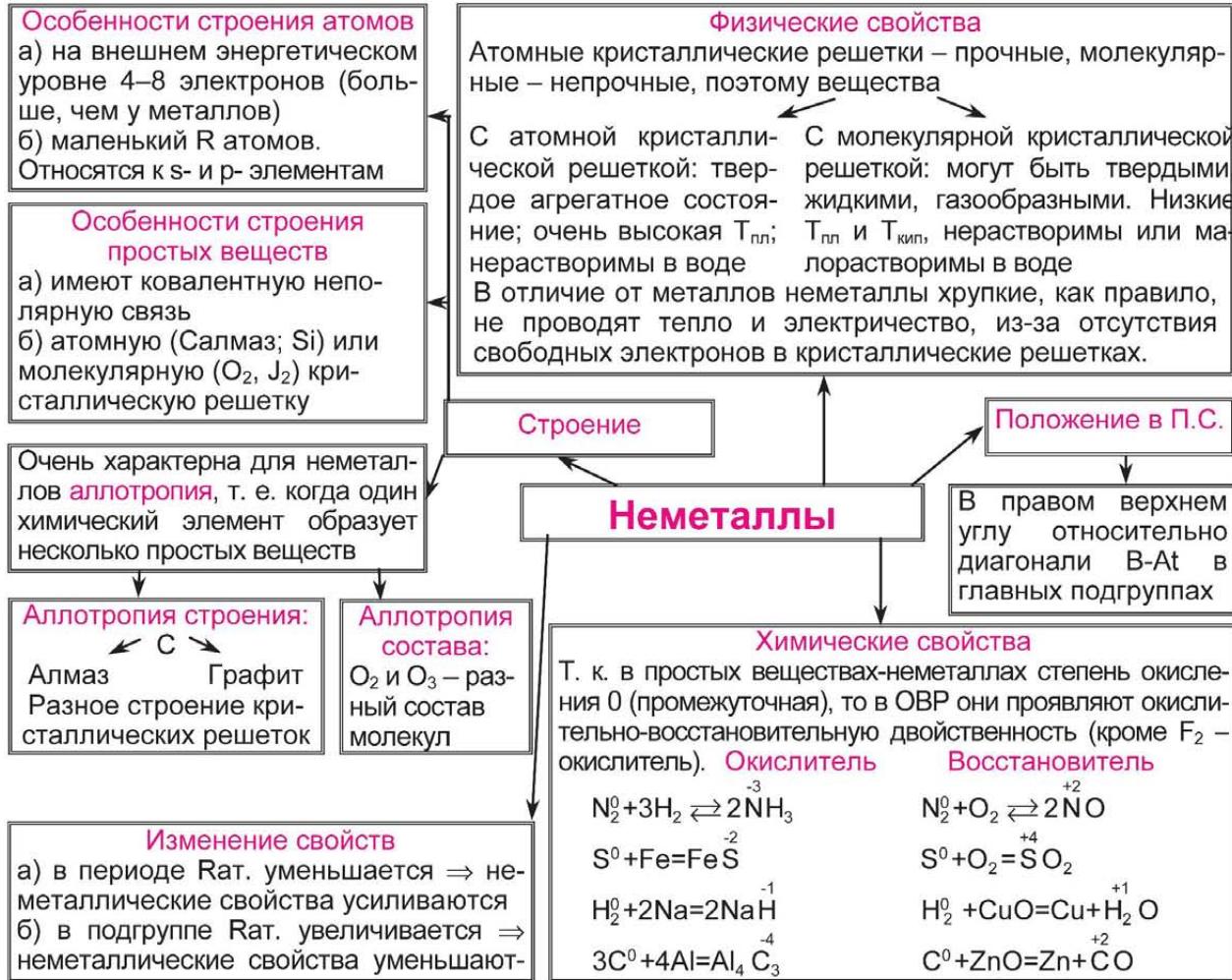
+2	+3
<p>FeO; Fe(OH)<sub>2</sub> – основный характер</p> $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Соединения Fe<sup>+2</sup> обладают ярко выраженнымми восстановительными свойствами:</p> $4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3$ $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$	<p>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> – амфотерный характер</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}} 2\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe(OH)}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}} \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

### Качественные реакции

<p>Fe<sup>2+</sup> – красная кровяная соль K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</p> $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow \text{темно-синий}$	<p>Fe<sup>3+</sup></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>Желтая кровяная соль K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</li> <math display="block">4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow \text{темно-синий}</math> <li>Роданид калия KNCS или аммония NH<sub>4</sub>NCS</li> <math display="block">\text{Fe}^{3+} + \text{NCS}^- \rightleftharpoons \text{FeNCS}^{2+} \text{ кроваво-красный}</math> </ol>
---	---

ХИМИЯ

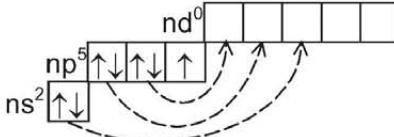
276



## Галогены – VII группа, главная подгруппа

### 1) Строение атомов

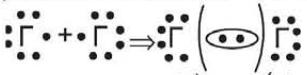
F Rat увеличивается ⇒  
Cl неметаллические  
Br свойства  
J уменьшаются



(у F нет d-подуровня)

Возможные степени окисления:  
–1; 0; +1; +3; +5; +7  
(у F только –1; 0)

### 2) Простые вещества – Гал₂:



Ковалентная неполярная связь,  
молекулярная кристаллическая решетка

F₂ – газ  
Cl₂ – газ  
Br₂ – жидкость  
J₂ – твердый

Сила межмолекулярного  
взаимодействия увеличивается ⇒  
растет прочность кристаллической  
решетки ⇒ увеличивается T<sub>кип</sub>, T<sub>пл</sub>.

### Химические свойства – сильные окислители

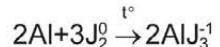
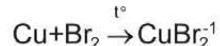
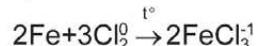


Окислительные свойства уменьшаются

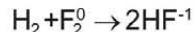
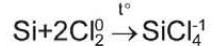
(предыдущий вытесняет последующий из солей  
и водородных соединений)

+ простые вещества

а) металлы

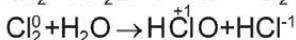
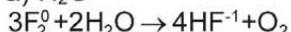


б) неметаллы

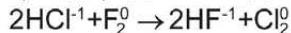


+ сложные вещества

а) H₂O

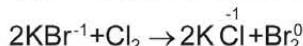


б) водородные соединения других галогенов



но HF + Cl₂  $\cancel{\rightarrow}$

в) растворы солей-галогенидов



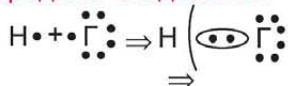
но KCl + Br₂  $\cancel{\rightarrow}$

кроме F₂, так как он активно реагирует с H₂O  
в растворе

# ХИМИЯ

278

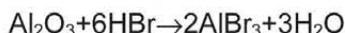
## 3) водородные соединения – НГал



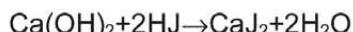
Ковалентная полярная связь;  
молекулярная решетка  
Все общие свойства кислот:



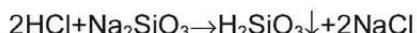
+ осн. и амф. оксид:



+ основание:



+ соль:



## 4) Галогены в природе – только в связанном состоянии

F – CaF<sub>2</sub> – флюорит

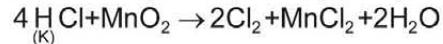
Cl – NaCl – галит; NaCl · KCl – сильвинит

Br, J – морская вода, водоросли

## 5) Получение галогенов

F<sub>2</sub> – электролиз расплавов фторидов

Cl<sub>2</sub> – электролиз растворов и расплавов хлоридов,



Br<sub>2</sub>, J<sub>2</sub> – вытеснение из солей более активным галогеном

газы, растворы в H<sub>2</sub>O – кислоты:



Сила кислот увеличивается, так как Rat.

увеличивается и прочность связи уменьшается  $\Rightarrow$

$\Rightarrow$  легче отрывается H<sup>+</sup>

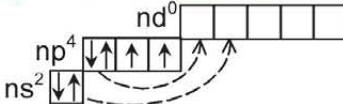
Качественные реакции на ионы Гал<sup>-</sup>:



## VI группа главная подгруппа

O  
S  
Se  
Te  
Po

Раз увеличивается ⇒  
неметаллические свойства уменьшаются



кроме O – у него d-подуровень отсутствует

степени окисления:  
-2; 0; +2; +4; +6  
(кроме O)

### Кислород

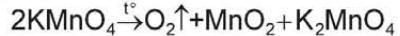
#### Аллотропия

$O_2$        $O_3$   
Кислород 21% в Озон, образует озоновый воздухе, газ без слой в атмосфере на высоте цвета, без запаха, 20–35 км, газ бледно-малорастворим в фиолетового цвета, хорошо воде, растворим в воде, имеет све- воздуха, тяжелее воздуха,  $T_{\text{кип}} = -183^\circ \text{C}$        $T_{\text{кип}} = -112^\circ \text{C}$

в природе при грозах  
самопроизвольно

#### Получение

а) в промышленности – перегонка жидкого воздуха, так как  $T_{\text{кип}}(O_2) = -183^\circ \text{C}$ , а  $T_{\text{кип}}(N_2) = -196^\circ \text{C}$   
б) в лаборатории – разложением пероксида водорода:  $2H_2O_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} O_2 \uparrow + 2H_2O$  или перманганата калия:



#### Химические свойства:

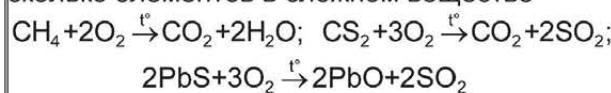
Во всех реакциях  $O_2$  – окислитель; образуются оксиды

1) с простыми веществами



$2Na + O_2 \xrightarrow{\text{t}} 2Na_2O$  щелочные металлы, кроме Li, образуют пероксиды       $3Fe + 2O_2 \xrightarrow{\text{t}} Fe_3O_4$  – железная окалина

б) +неметалл:  $4P + 5O_2 \xrightarrow{\text{t}} 2P_2O_5$ ;  $S + O_2 \xrightarrow{\text{t}} SO_2$ ;  $N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{эл. разряд}} 2NO$ -Q  
2) со сложными веществами образуется столько оксидов, сколько элементов в сложном веществе



#### Значение:

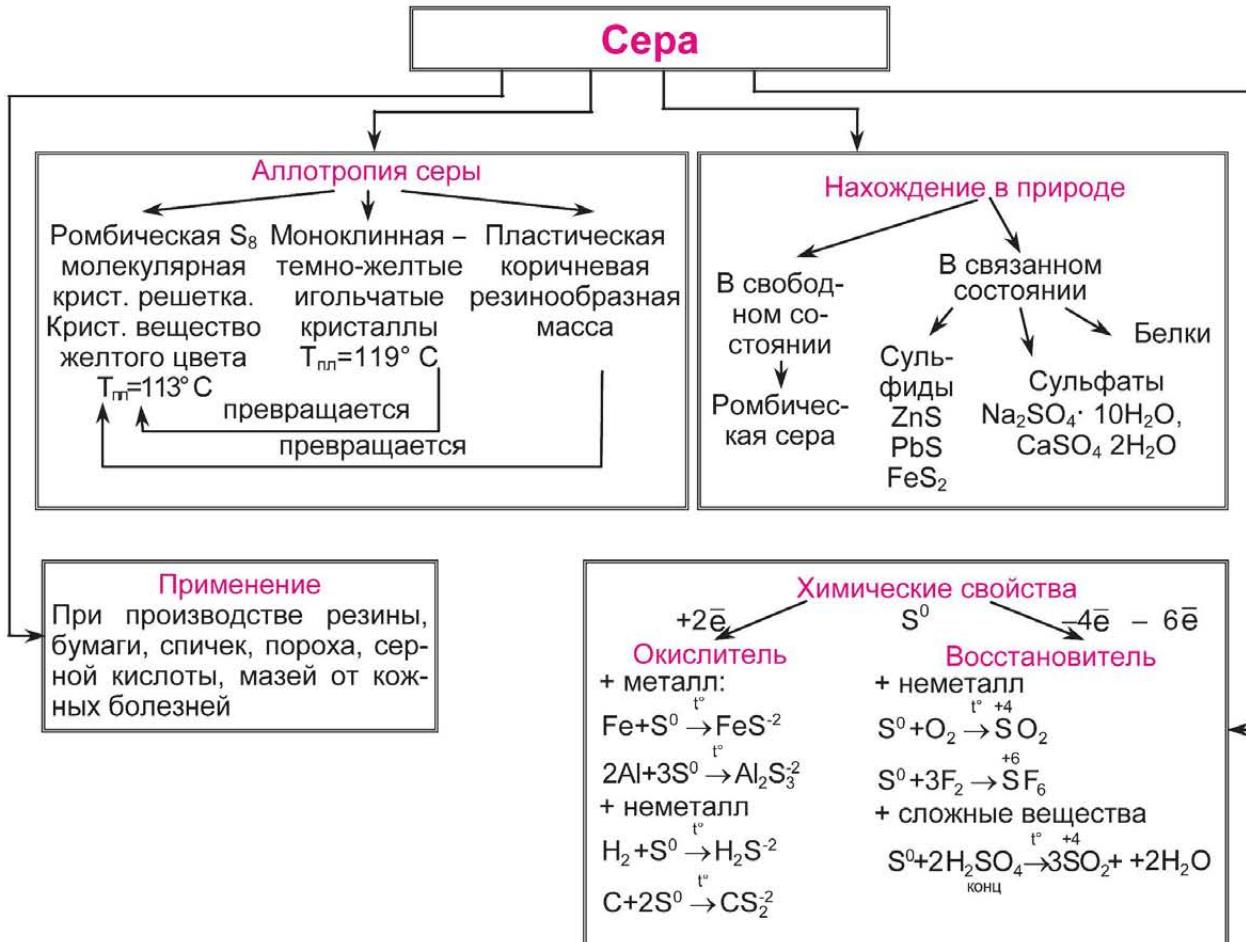
- 1) необходим для дыхания
- 2) окисление кислородом углеводов, жиров и белков – источник энергии живых организмов
- 3) гниение органических остатков

#### Применение:

- 1) сварка и резка металлов
- 2) сжигание топлива
- 3) получение  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$
- 4) в металлургии
- 5) для жизнеобеспечения на подводных и космических кораблях, при работе водолазов, пожарных, в медицине

# ХИМИЯ

280



## Соединения серы

-2	+4	+6
<p><math>\text{H}_2\text{S}</math> – сероводород, газ без цвета, с резким запахом, ядовит, так как соединяется с железом гемоглобина крови. Образуется при гниении белковых веществ</p>	<p><math>\text{SO}_2</math> – сернистый газ, бесцветный с резким запахом, хорошо растворяется в <math>\text{H}_2\text{O}</math>, ядовит</p>	<p><math>\text{SO}_3</math> – оксид серы (VI), бесцветная дымящая жидкость, хорошо поглощает влагу (гигроскопичен) Раствор <math>\text{SO}_3</math> в <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> – олеум.</p>
<p><b>Получение:</b>  <math>\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{FeCl}_2</math></p>	<p><b>Получение:</b>          В промышленности – обжиг пирита:  <math>4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2</math>          в лаборатории:  <math>\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ}</math>  <math>\xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц}]{\text{t}^\circ}</math>  <math>\xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>	<p><b>Получение:</b>  <math>2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[\text{t}^\circ, \text{кат.}]{\quad} 2\text{SO}_3</math></p>

# ХИМИЯ

282

	<b>-2</b>	<b>+4</b>	<b>+6</b>
<b>Окислительно-восстановительные свойства</b>	<p><b>Химические свойства:</b></p> <p>а) Сильный восстановитель, так как S в низшей степени окисления</p> $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S} \downarrow$ <p>недостаток O<sub>2</sub></p> $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 \uparrow$ <p>избыток O<sub>2</sub></p>	<p><b>Химические свойства:</b></p> <p>а) S<sup>+4</sup> – в промежуточной степени окисления <math>\Rightarrow</math> окисл-восст. двойственность:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Окислитель</li> </ol> $2\text{H}_2\text{S} + \overset{+4}{\text{SO}}_2 \rightarrow 3\text{S}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ <ol style="list-style-type: none"> <li>2. Восстановитель</li> </ol> $2\overset{+4}{\text{SO}}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\overset{+6}{\text{SO}}_3$	<p><b>Химические свойства:</b></p> <p>а) S<sup>+6</sup> – в высшей степени окисления <math>\Rightarrow</math> окислительные свойства:</p> $3\overset{+6}{\text{SO}}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 4\overset{+4}{\text{SO}}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<b>Кислотно-восстановительные свойства</b>	<p>б) Раствор H<sub>2</sub>S – слабая кислота, имеет все общие свойства кислот. Например:</p> $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Соли – сульфиды</p>	<p>б) Кислотные свойства – все свойства, характерные для кислотных оксидов</p> $+\text{H}_2\text{O}: \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ <p style="text-align: center;">слабая кислота</p> <p>+щелочь:</p> $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">сульфит</p> $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">гидросульфит</p> <p>+осн. оксид:</p> $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$	<p>б) кислотные свойства – все свойства кислотных оксидов</p> $+\text{H}_2\text{O}: \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ <p>+щелочь:</p> $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">сульфат</p> $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">гидросульфат</p> <p>+ осн. оксид:</p> $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$
	<p><b>Применение:</b></p> <p>H<sub>2</sub>S – составная часть минеральных вод</p>	<p><b>Применение:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Отбеливание тканей, бумаги</li> <li>2. Получение H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></li> </ol>	<p><b>Применение:</b></p> <p>Практического значения не имеет</p>

## Серная кислота $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$

**Физические свойства:**  
Тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха, гигроскопична, хорошо растворяется в  $\text{H}_2\text{O}$ : при разбавлении кислоту приливают к воде!

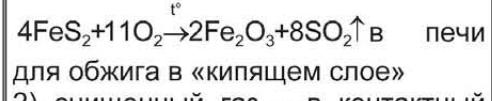
### Применение

- 1) используется для получения: красителей, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, др. кислот, металлов, искусственного шелка, глюкозы
- 2) как электролит в аккумуляторах
- 3) как водоотнимающее средство в органическом синтезе

### Получение

В промышленности – контактным способом

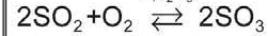
- 1) обжиг пирита



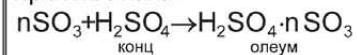
для обжига в «кипящем слое»

- 2) очищенный газ – в контактный аппарат, где  $\text{SO}_2$  окисляется до  $\text{SO}_3$  на катализаторе

$\text{V}_2\text{O}_5$



Поглощение  $\text{SO}_3$  конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в поглотительной башне методом противотока



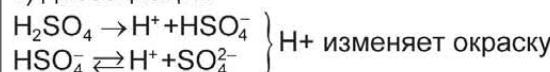
# ХИМИЯ

284

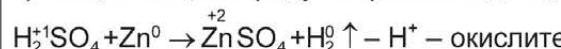
## Серная кислота $H_2\overset{+6}{S}O_4$

Разбавленная  $H_2SO_4$  – все общие свойства кислоты

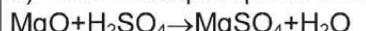
1) диссоциация



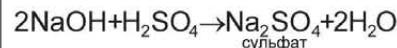
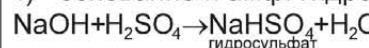
2) +Ме, стоящий в ряду напряжений до  $H_2$



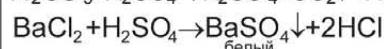
3) +осн. и амфотерный оксид



4) +основание и амф. гидроксид

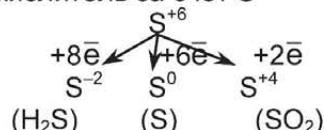


5) +соль



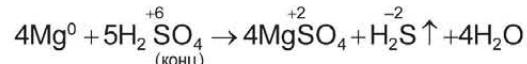
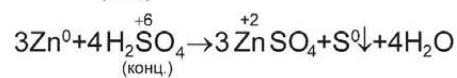
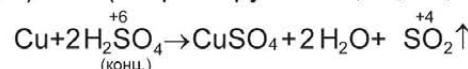
$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$  – качественная реакция на  $SO_4^{2-}$

Концентрированная  $H_2SO_4$  – особые свойства, сильный окислитель за счет  $S^{+6}$

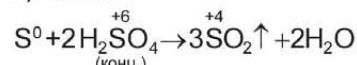


Продукты восстановления зависят от концентрации кислоты и силы восстановителя.

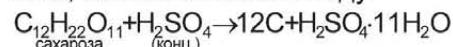
1) +Ме (не реагирует с Au, Pt, Fe, Cr, Al)



2) +неМе



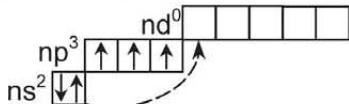
3) обугливает некоторые органические вещества, так как отнимает воду



## V группа главная подгруппа

N  
P  
As  
Sb  
Bi

Раз увеличивается  $\Rightarrow$   
неметаллические свойства уменьшаются



кроме N – у него d-подуровень отсутствует

степени окисления:  
-3; 0; +3; +5

### Нахождение в природе

В свободном состоянии N<sub>2</sub> – 78% в воздухе  
В связанном состоянии  
а) в земной коре NaNO<sub>3</sub>  
б) в составе

### Строение молекулы

:N≡N: тройная ковалентная неполярная связь, очень прочная, чем объясняется низкая реакционная способность

### Физические свойства

Газ без цвета, запаха, плохо растворяется в воде, легче воздуха.  
T<sub>кип</sub>=-196° С

## Азот

### Получение

а) в промышленности: из жидкого воздуха за счет разницы в T<sub>кип</sub>. O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>  
б) в лаборатории – из нитрита аммония



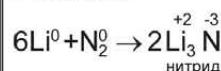
### Использование

- 1) получение NH<sub>3</sub> и HNO<sub>3</sub>, азотных удобрений
- 2) жидкий азот в охладительных системах, в медицине при лечении суставов, позвоночника, в косметологии

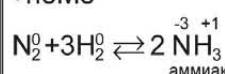
### Химические свойства

N<sub>2</sub><sup>0</sup> в промежуточной степени окисления:

окислитель (N<sup>-3</sup>)  
+ акт. Me

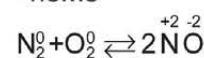


+неMe

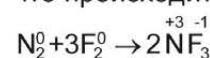


в присутствии катализатора,  
при повышенном давлении,  
t = 450° С

восстановитель  
(N<sup>+1;+2;+3;+4;+5</sup>)  
+неMe



при t=2000° С или под действием электрического разряда, что происходит при грозах



# ХИМИЯ

286

## Физические свойства

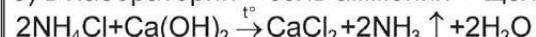
Газ без цвета с характерным запахом, легче воздуха, хорошо растворим в воде,  $T_{\text{кип}} = -33^\circ \text{C}$ , ядовит

## Получение $\text{NH}_3$

а) в промышленности:



б) в лаборатории – соль аммония + щелочь:



## Аммиак $\text{NH}_3$

### Образование иона аммония $\text{NH}_4^+$

В молекуле  $\text{NH}_3$  у атома N остается неподеленная пара электронов, за счет которой может образоваться ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму при взаимодействии с ионом  $\text{H}^+$

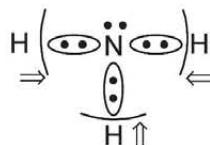


### Применение $\text{NH}_3$

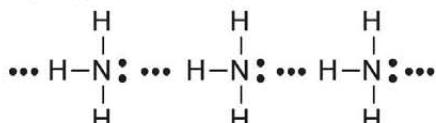
- 1) получение  $\text{HNO}_3$
- 2) жидкий  $\text{NH}_3$  в холодильных установках
- 3) в медицине – 10% раствор – нашатырный спирт
- 4) получение азотных удобрений

## Строение молекулы аммиака $\text{NH}_3$

### Ковалентная полярная связь



Общие электронные пары смещены к N (более электроотрицательный), на нем образуется отрицательный заряд, а на атомах H – положительный заряд из-за этого между молекулами образуются водородные связи



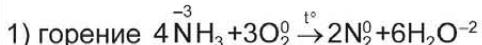
# Аммиак NH<sub>3</sub>

## Химические свойства NH<sub>3</sub>

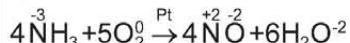
### Окислительно-восстановительные

NH<sub>3</sub> – N<sup>-3</sup> в низшей степени окисления

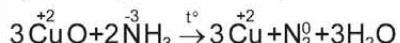
⇒ восстановительные свойства



2) катализитическое окисление



3) с оксидами некоторых металлов



### Кислотно-основные свойства

Атом азота в NH<sub>3</sub> способен присоединять ион водорода H<sup>+</sup> по донорно-акцепторному механизму. Следовательно, NH<sub>3</sub> проявляет основные свойства (вещества, молекулы которых отщепляют H<sup>+</sup>, называются кислотами).

1) +кислота: NH<sub>3</sub>+HCl→NH<sub>4</sub>Cl – хлорид аммония;

2NH<sub>3</sub>+H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>→(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфат аммония;

NH<sub>3</sub>+H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>→NH<sub>4</sub>HSO<sub>4</sub> – гидросульфат аммония

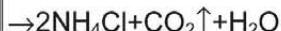
2) +H<sub>2</sub>O: NH<sub>3</sub>+HOH  $\rightleftharpoons$  NH<sub>4</sub>OH  $\rightleftharpoons$  NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> –  
гидроксид аммония

OH<sup>-</sup> изменяют окраску индикатора; NH<sub>4</sub>OH слабое основание и непрочное вещество

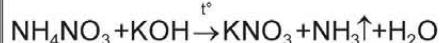
## Соли аммония

Имеют общие свойства солей:

1) + кислота: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>+2HCl→



2) + щелочь – качественная реакция на NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, так как выделяется NH<sub>3</sub>

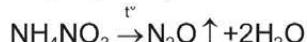


3) + соль: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>+BaCl<sub>2</sub>→ BaSO<sub>4</sub>↓+2NH<sub>4</sub>Cl

### Особые свойства солей аммония

1) не реагируют с металлами

2) при нагревании разлагаются, но в зависимости от аниона, по-разному:



# ХИМИЯ

288

## Азотная кислота $\text{HNO}_3$



### Химические свойства

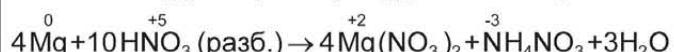
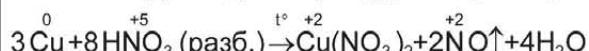
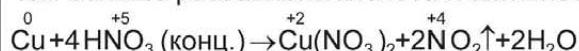
#### Общие с другими кислотами

- 1)  $\text{HNO}_3$  – сильная кислота. Диссоциация  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- 2) +осн. и амф. оксид:  $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) +основание и амф. гидроксид:  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4) +соль:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$

#### Особые свойства $\text{HNO}_3$

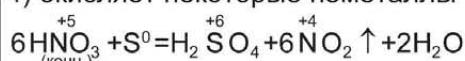
- 1) конц.  $\text{HNO}_3$  при  $t^\circ$  или на свету разлагается:  $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$  бурый газ
- 2) взаимодействие с белками  $\Rightarrow$  ярко-желтое окрашивание при попадании на кожу
- 3) особые свойства проявляют в ОВР – сильный окислитель из-за  $\text{N}^{+5}$  (высшая степень окисления), окислительные свойства  $\text{NO}_3^-$  сильней, чем  $\text{H}^+$ , поэтому при взаимодействии с Me не выделяется  $\text{H}_2$ .  $\text{HNO}_3 + \text{Me} \rightarrow \text{нитрат} + \text{H}_2\text{O} +$  продукт восстановления  $\text{NO}_3^- (\text{NO}_2; \text{NO}; \text{N}_2\text{O}; \text{N}_2; \text{NH}_4\text{NO}_3)$

Чем больше разбавлена кислота и активнее Me, тем полнее идет восстановление.



Конц.  $\text{HNO}_3$  не реагирует с Fe, Al, Cr, Au, Pt; разб. – с Au, Pt.

- 4) окисляет некоторые неметаллы



## Азотная кислота $\text{HNO}_3$

### Физические свойства

Бесцветная дымящая жидкость с резким запахом.  $T_{\text{кип}}=83^{\circ}\text{C}$ . Концентрированная  $\text{HNO}_3$  может иметь желтую окраску. При попадании на кожу вызывает сильные ожоги и оставляет желтые пятна

### Применение

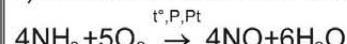
Получение азотных удобрений, взрывчатых веществ, красителей, лекарств, фотопленки, целлULOида, лаков

### Получение

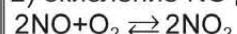
а) в лаборатории: конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ + кристаллический нитрат  
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{тверд.}]{\text{конц.}} \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3 \uparrow$

б) в промышленности

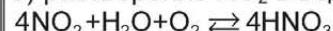
1) каталитическое окисление  $\text{NH}_3$ :



2) окисление  $\text{NO}$  до  $\text{NO}_2$ :



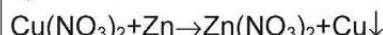
3) растворение  $\text{NO}_2$  в воде с избытком  $\text{O}_2$ :



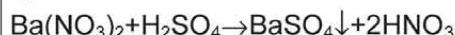
## Нитраты

### Свойства, общие с другими солями

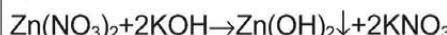
1) + Металл



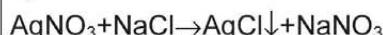
2) + кислота



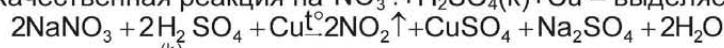
3) + щелочь



4) + соль

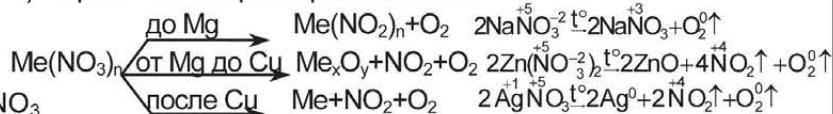


Качественная реакция на  $\text{NO}_3^-$ :  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) + \text{Cu} -$  выделяется  $\text{NO}_2 \uparrow$  (бурый)



### Особые свойства

1) При  $t^\circ$  все нитраты разлагаются



### Применение нитратов

1) Селитры ( $\text{KNO}_3$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – удобрения

2)  $\text{KNO}_3$  для изготовления пороха;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – взрывчатых веществ;

# ХИМИЯ

290

## Нахождение в природе

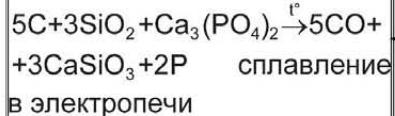
в свободном и в связанном состоянии: не встречается  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – фосфорит

Соединения фосфора входят в состав костной, нервной тканей, ДНК, РНК, АТФ, белков

## Применение

- 1) получение  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ⇒ удобрение
- 2) спички
- 3) ядохимикаты
- 4) в военной промышленности: зажигательные бомбы и дымовые завесы

## Получение



## Аллотропия фосфора

### Красный

### Черный

Имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой – молекулы  $\text{P}_4$ . Кристаллическое вещество с желтоватым оттенком, красным запахом, не растворяется в воде. Светится в темноте, ядовит. При  $t^\circ$  без доступа воздуха ряется в воде. Атомная кристаллическая решетка. Темно-красный порошок, без запаха, не светится в темноте, неядовит, не растворяется в воде, полупрорасторяется в воде. Атомная кристаллическая решетка, похожая на графит, жирный на ощупь, не растворяется в воде, водонепроницаемый.

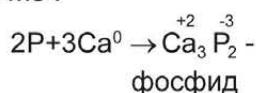
## Фосфор

## Химические свойства

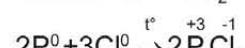
$\text{P}^0$  – промежуточная степень окисления  $\Rightarrow$  окислительно-

восстановительная двойственность

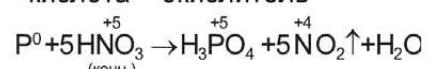
Окислитель  
 $+3e^-$   
 $+Me:$



Восстановитель  
 $-5e^-; -3e^-$



+кислота – окислитель



## Соединения фосфора

<sup>+5</sup> $P_2O_5$ – белый порошок, очень гигроскопичный, типичный кислотный оксид	$H_3PO_4$ – ортофосфорная кислота, бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, все общие свойства кислот	Соли		
		Средние	Кислые	
<p>1) <math>+H_2O</math>  <math>P_2O_5 + 3H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2H_3PO_4</math> –          ортофосфорная</p> <p><math>P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3^-</math> –          метафосфорная</p> <p>2) +щелочь  <math>P_2O_5 + 6NaOH \rightarrow 3H_2O + 2Na_3PO_4</math>          – фосфат</p> <p><math>P_2O_5 + 4NaOH \rightarrow H_2O + 2Na_2HPO_4</math>          – гидрофосфат</p> <p><math>P_2O_5 + 2NaOH + H_2O \rightarrow 2NaH_2PO_4</math>          – дигидрофосфат</p> <p>3) +основный оксид  <math>3BaO + P_2O_5 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2</math></p>	<p>1) кислота средней силы  <math>H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-</math>  <math>H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}</math>  <math>HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}</math></p> <p>2) +Ме  <math>2H_3PO_4 + 3Mg \rightarrow</math>  <math>\rightarrow Mg_3(PO_4)_2 \downarrow + 3H_2 \uparrow</math></p> <p>3) +основный оксид  <math>2H_3PO_4 + 3CaO \rightarrow</math>  <math>\rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 3H_2O</math></p> <p>4) +основание  <math>H_3PO_4 + 3LiOH \rightarrow</math>  <math>\rightarrow Li_3PO_4 + 3H_2O</math></p> <p>5) +соль  <math>2H_3PO_4 + 3CaCl_2 \rightarrow</math>  <math>\rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6HCl</math></p>	<p>Фосфаты  <math>Na_3PO_4</math>  <math>Ca_3(PO_4)_2</math></p> <p>Гидро-          фосфаты  <math>Na_2HPO_4</math>  <math>CaHPO_4</math></p>	<p>Дигидро-          фосфаты  <math>NaH_2PO_4</math>  <math>Ca(H_2PO_4)_2</math></p> <p>Качественная реакция на <math>PO_4^{3-}</math>  <math>PO_4^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3PO_4 \downarrow</math>          желтый</p>	

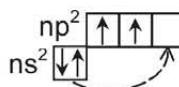
# ХИМИЯ

292

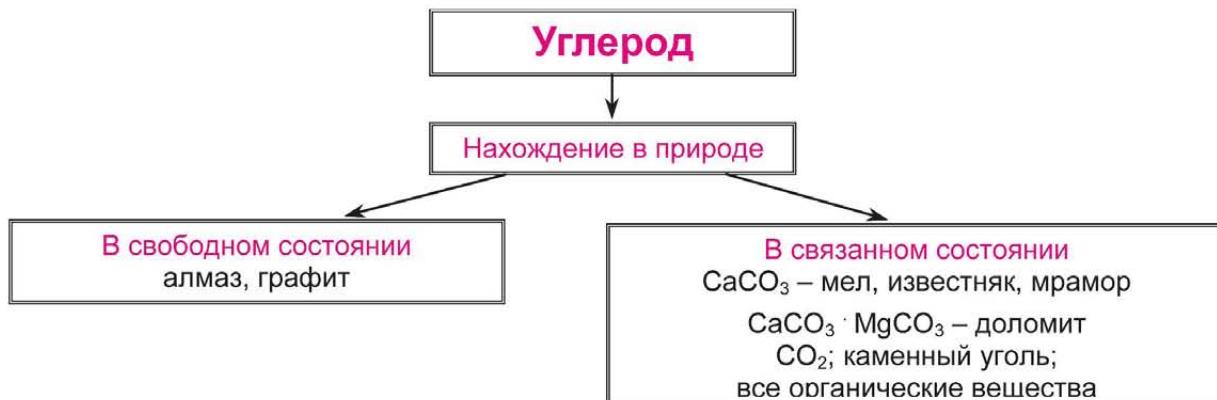
## IV группа главная подгруппа

C  
Si  
Ge  
Sn  
Pb

Раз увеличивается →  
неметаллические свойства  
ослабеваются, а металлические  
усиливаются



Степени окисления  
-4; 0; +2; +4



## Аллотропия углерода – основные аллотропные модификации – алмаз и графит

	<b>Алмаз</b>	<b>Графит</b>
Строение	Ковалентная неполярная связь, атомная кристаллическая решетка, имеет тетраэдрическое строение, расстояние между всеми атомами углерода – одинаковое	Кристаллическая решетка имеет слоистое строение. Каждый атом углерода образует три прочные ковалентные неполярные связи с атомами углерода в том же слое. Расстояние между слоями большое, поэтому связь между атомами в одном слое прочнее, чем в различных слоях
Физические свойства	Кристаллическое вещество, прозрачное, бесцветное, высокая лучепреломляющая способность, очень твердое, не проводит эл. ток	Слоистое кристаллическое вещество темно-серого цвета, обладает металлическим блеском, мягкий, проводит электрический ток и тепло
Применение	Для обработки особо твердых материалов (буры, сверла, шлифовальный инструмент, стеклорезы); после огранки – ювелирные изделия	Электроды, твердые смазки, стержни для карандашей, замедлители нейтронов в ядерных реакторах, получение искусственных алмазов
Химические свойства	$C^0$ – в промежуточной степени окисления $\Rightarrow$ окислительно-восстановительная <div style="text-align: center; margin-left: 100px;"> </div> $+4\bar{e}$ окислитель 1) + Me: $4Al^{10} + 3C^0 \xrightarrow{\text{t}; \text{P}} Al_4 C_3$ 2) + H <sub>2</sub> : $C^0 + 2H_2^0 \xrightleftharpoons{\text{t}; \text{Ni}} CH_4$	$-2\bar{e}; -4\bar{e}$ восстановитель 1) + неMe: $C^0 + O_2^0 \xrightarrow{\text{и}} CO_2$ ; $2C^0 + O_2^0 \xrightarrow{\text{недост.}} 2CO$ ; $C^0 + 2F_2^0 \xrightarrow{\text{+4 -1}} CF_4$ ; $C^0 + 2S^0 \xrightarrow{\text{t}} CS_2$ 3) + H <sub>2</sub> O (пар): $C^0 + H_2O \xrightarrow{\text{+1 t +2}} CO + H_2$

# ХИМИЯ

294

## Оксиды углерода

	<b>CO – оксид углерода (II), угарный газ</b>	
<b>Физические свойства</b>	Gаз, без цвета и запаха, малорастворим в воде, легче воздуха. Ядовит, так как соединяется с гемоглобином крови	CO <sub>2</sub> – оксид углерода (IV), углекислый газ Газ, без цвета и запаха, хорошо растворяется в воде, тяжелее воздуха. Под давлением сжижается, при испарении жидкого CO <sub>2</sub> поглощается большое количество теплоты и образуется снегообразная масса, из которой получают «сухой лед»
<b>Химические свойства</b>	<p><b>a) кислотно-основные</b></p> <p>несолеобразующий оксид</p>	
		<p>кислотный оксид +H<sub>2</sub>O: CO<sub>2</sub>+H<sub>2</sub>O ⇌ H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></p> <p>+щелочь: CO<sub>2</sub>+Ca(OH)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub>↓+H<sub>2</sub>O</p> <p>качественная реакция на CO<sub>2</sub> – помутнение известковой воды</p> <p>+основный оксид: CO<sub>2</sub>+CaO → CaCO<sub>3</sub></p>
<p><b>б) окислительно-восстановительные</b></p> <p>Хороший восстановитель C<sup>+2</sup> → C<sup>+4</sup> +неМе:</p> $2 \overset{+2}{\text{CO}} + \overset{\text{t}^\circ}{\text{O}_2} \rightarrow 2 \overset{+4}{\text{CO}_2}$ <p>горючий газ</p> <p>CO<sub>2</sub>+Cl<sub>2</sub><sup>0</sup> → CO Cl<sub>2</sub><sup>-1</sup> - фосген, яд</p> <p>+оксид Ме:</p> $\overset{+2}{\text{CuO}} + \overset{+2}{\text{CO}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+4}{\text{CO}_2}$		<p>Слабо выраженные окислительные свойства C<sup>+4</sup> – высшая степень окисления</p> <p>+акт Ме: 2Mg<sup>0</sup> + CO<sub>2</sub> → 2Mg O<sup>+</sup> + C<sup>0</sup></p> <p>+некоторые неМе:</p> $\overset{+4}{\text{CO}_2} + \overset{\text{t}^\circ}{\text{C}^0} \rightarrow 2 \overset{+2}{\text{CO}}$

	CO – оксид углерода (II), угарный газ	CO <sub>2</sub> – оксид углерода (IV), углекислый газ
Получение	В лаборатории: $\text{HCOOH} \xrightarrow[\text{муравьиная кислота}]{\text{I}^\circ; \text{H}_2\text{SO}_4 \leftarrow (\text{k})} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ в промышленности: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow[1000^\circ]{\text{в газогенераторе}} 2\text{CO}$	В лаборатории: карбонат+кислота $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ в промышленности: $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{\text{I}^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Применение	1) восстановитель в металлургии 2) как топливо 3) для синтеза органических веществ	1) получение соды 2) получение «сухого льда» 3) изготовление газированных напитков 4) в огнетушителях

## Угольная кислота и ее соли

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – слабая неустойчивая, существует только в водном растворе.

### Соли

Средние: карбонаты Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; CaCO <sub>3</sub>	Кислые: гидрокарбонаты NaHCO <sub>3</sub> ; Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Общие свойства	
	+ Me
Не реагируют, так как растворимы только карбонаты щелочных металлов	Pb(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +Fe→Fe(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +Pb↓ +щелочь
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> +Ca(OH) <sub>2</sub> →CaCO <sub>3</sub> ↓+2NaOH	Pb(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +2NaOH→Pb(OH) <sub>2</sub> ↓+2NaHCO <sub>3</sub> +кислота – качественная реакция
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> +2HCl→2KCl+CO <sub>2</sub> ↑+H <sub>2</sub> O	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +2HCl→CaCl <sub>2</sub> +2CO <sub>2</sub> ↑+2H <sub>2</sub> O + соль
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> +CaCl <sub>2</sub> →2NaCl+CaCO <sub>3</sub> ↓	Ba(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →BaSO <sub>4</sub> ↓+2NaHCO <sub>3</sub>
Особые свойства – все при нагревании разлагаются, кроме карбонатов щелочных металлов	
CaCO <sub>3</sub> $\xrightarrow{\text{I}^\circ}$ CO <sub>2</sub> ↑+CaO	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> $\xrightarrow{\text{I}^\circ}$ CaCO <sub>3</sub> ↓+H <sub>2</sub> O+CO <sub>2</sub> ↑
Взаимные превращения карбонат $\xrightleftharpoons[2)+\text{щелочь}]{1)+\text{CO}_2+\text{H}_2\text{O}}$ гидрокарбонат	
1) CaCO <sub>3</sub> +H <sub>2</sub> O+CO <sub>2</sub> →Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	2) Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> +Ca(OH) <sub>2</sub> →2CaCO <sub>3</sub> ↓+2H <sub>2</sub> O
	3) Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> $\xrightarrow{\text{I}^\circ}$ CaCO <sub>3</sub> ↓+H <sub>2</sub> O+CO <sub>2</sub> ↑

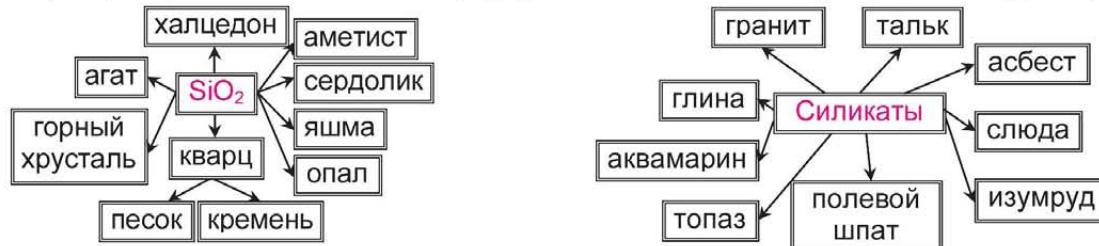
# ХИМИЯ

296

## Кремний и его соединения

### Si – химический элемент

По распространенности II место в природе и I место в земной коре. Только в виде соединений



Входит в состав животных и растительных организмов

### Si – простое вещество

Si

Аморфный – бурый порошок  $T_{пл} = 1000^{\circ} \text{ С}$

Кристаллический – твердое вещество с металлическим блеском, тепло- и электропроводность, полупроводник, строение аналогично строению алмаза  $T_{пл} = 1420^{\circ} \text{ С}$

Получение:	$\text{SiO}_2 + \text{восстановитель:}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow ; \quad \text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Si} + 2\text{MgO} \uparrow$
Химические свойства	а) восстановительные + неМе: $\text{Si}^0 + 2\text{F}_2^0 \xrightarrow{+4 -1} \text{SiF}_4^0 ; \quad \text{Si}^0 + \text{O}_2^0 \xrightarrow{t^{\circ} +4 -2} \text{SiO}_2^0 ; \quad \text{Si}^0 + \text{C}^0 \xrightarrow{t^{\circ} +4 -4} \text{SiC}^0$ + щелочь: $\text{Si}^0 + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+1 +1} \text{Na}_2^{+4} \text{SiO}_3^0 + \text{H}_2^0 \uparrow$ б) окислительные – $\text{Si}^0 + 2\text{Mg}^0 \xrightarrow{t^{\circ} +2 -4} \text{Mg}_2^{+2} \text{Si}^0$ силицид
Применение	1) в полупроводниковой технике (фотоэлементы, солнечные батареи) 2) в металлургии (изготовление кислотоустойчивых сталей)

## $\text{SiO}_2$

Физические свойства	Твердое тугоплавкое ( $T_{\text{пл}} = 1728^\circ \text{C}$ ) вещество, нерастворимое в воде. Атомная кристаллическая решетка
Химические свойства	a) кислотно-основные – кислотный оксид +щелочь: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ +осн. оксид: $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CaSiO}_3$ +соль: $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ + $\text{H}_2\text{O}$ : не реагирует, так как прочная кристаллическая решетка б) окислительно-восстановительные $\text{Si}^{+4}$ – окисл. свойства, так как высшая степень окисления $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$
Применение	1) кварцевое стекло 2) производство стекла, керамики, цемента, бетона 3) для травления стекла используется реакция: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

# ХИМИЯ

298

## $\text{H}_2\text{SiO}_3$

<b>Физические свойства</b>	бесцветное студенистое вещество, нерастворимо в воде
<b>Химические свойства:</b>	Очень слабая кислота, практически не образует $\text{H}^+$ , поэтому реагирует только со щелочами $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ нестабильная
<b>Получение</b>	Растворимый силикат+сильная кислота $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ Практического значения не имеет
<b>Силикаты</b>	
<b>Химические свойства</b>	– общие свойства солей а) + Ме – не реагирует, так как растворимы только $\text{K}_2\text{SiO}_3$ и $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ б) + щелочь $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \downarrow + 2\text{KOH}$ в) + кислота $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{KCl}$ кач. реакция на $\text{SiO}_3^{2-}$ г) + соль: $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{CaSiO}_3 \downarrow$
<b>Применение</b>	1) цемент, бетон 2) $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ – силикатный клей

# Органическая химия



## Основные положения теории химического строения органических веществ

1) Атомы и молекулы реально существуют. Атомы соединяются в молекулы согласно их валентности.

Валентность	Степень окисления
Определяется числом образованных ковалентных связей	Определяется количеством смещенных электронов
Используется для характеристики веществ с ковалентными связями	Используется для характеристики веществ с ионными связями
Не может быть равна 0, иметь положительное или отрицательное значение	Может быть равна 0; иметь положительное или отрицательное значение

2) Свойства веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, то есть от химического строения.

Химическое строение отображается с помощью структурных формул, в которых каждая валентность обозначается чертойкой.

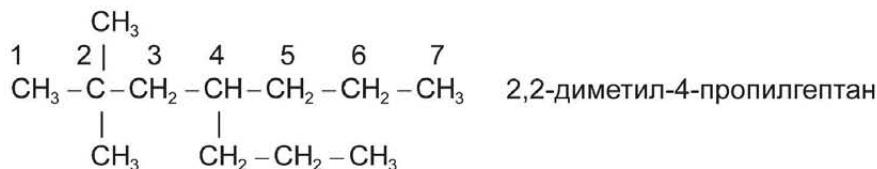
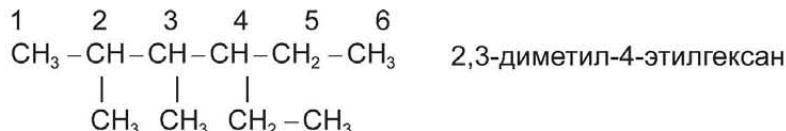
Вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение, называются изомерами. Не путать изомеры и гомологи!

Признаки сравнения	Изомеры	Гомологи
Состав	Одинаковый	Сходный
Строение	Разное	Сходное
Свойства	Разные	Сходные

## Предельные углеводороды (алканы)

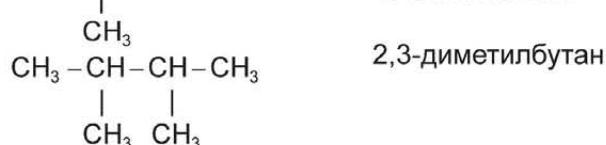
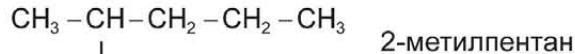
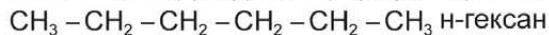
### I. Номенклатура алканов

- 1) Выбрать главную цепь – самая длинная неразветвленная
- 2) Пронумеровать атомы углерода, начиная с того конца, к которому ближе находится боковое ответвление
- 3) Даем название: название радикалов с указанием их положения в цепи цифрами и количества греческими числительными, затем – название главной цепи



### II. Изомерия алканов – изомерия углеродного скелета

Составить структурные формулы трех изомеров состава  $\text{C}_6\text{H}_{14}$



# ХИМИЯ

302

## III. Физические свойства алканов

C<sub>1</sub> – C<sub>4</sub> – газы

C<sub>5</sub> – C<sub>15</sub> – жидкости

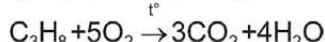
C<sub>16</sub> – ... – твердые вещества

} С увеличение Mr увеличивается межмолекулярное взаимодействие, поэтому растет плотность веществ, T<sub>кип</sub> и меняется агрегатное состояние

## IV. Химические свойства алканов

### 1) ОВР

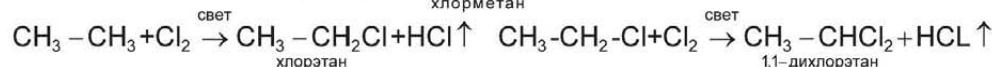
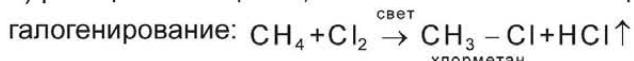
а) горение: при горении всех углеводородов образуются CO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>O



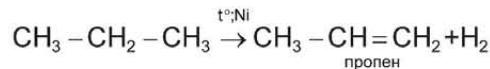
б) разложение C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> → 2C + 3H<sub>2</sub> ↑

в) только для метана: 2CH<sub>4</sub> → 3H<sub>2</sub> ↑ + C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> – ацетилен

### 2) реакции замещения, так как алканы – насыщенные углеводороды



### 3) Реакции отщепления – дегидрирования



## V. Применение алканов

1) алканы – топливо: бытовой газ, бензин, керосин, мазут и т. д.

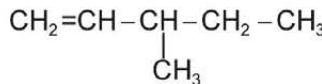
2) галогенпроизводные алканов – растворители

3) CH<sub>4</sub> – получение H<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

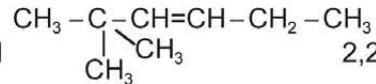
# Алкены

## I. Номенклатура алканов

Название радикалов и их местоположение + название главной цепи с заменой суффикса -ан на -ен (указывает на наличие двойной связи) + цифра, указывающая местоположение двойной связи. Нумерация начинается с того конца, к которому ближе расположена двойная связь.



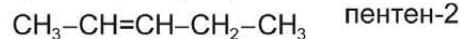
3-метилпентен-1



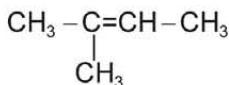
2,2-диметилгексен-3

## II. Изомерия алканов

а) изомерия углеродного скелета

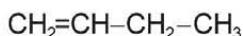


пентен-2

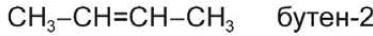


2-метилбутен-2

б) изомерия положения кратной связи



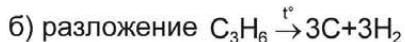
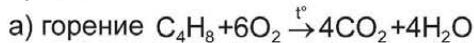
бутен-1



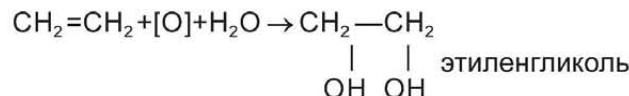
бутен-2

## III. Химические свойства алканов

1) ОВР

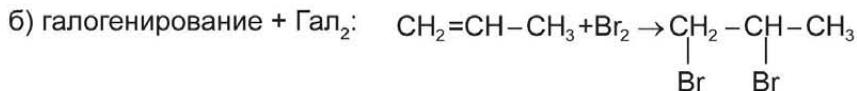
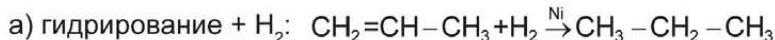


в) + водный раствор  $\text{KMnO}_4$  – раствор обесцвечивается – качественная реакция на наличие кратных связей

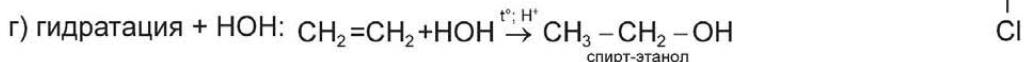
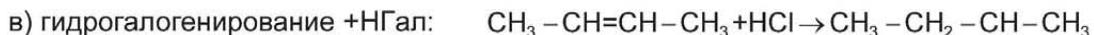


ХИМИЯ

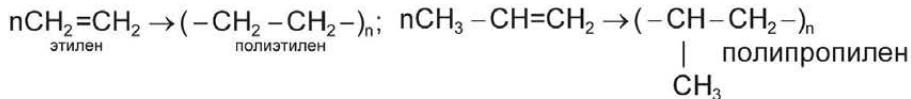
2) реакции присоединения, так как алкены – непредельные углеводороды.



качественная реакция на кратную связь, так как раствор обесцвечивается.



3) Реакция полимеризации – реакция, в результате которой образуется высокомолекулярное вещество



#### IV. Получение алканов



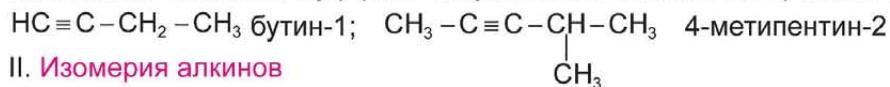
## V. Применение этилена

- 1) получение пластмасс – изготовление посуды, труб, пленки;
  - 2) получение этанола – растворитель, используется в органическом синтезе;
  - 3) получение этиленгликоля – антифриз – понижает  $T_{замерз.}$

# Алкины

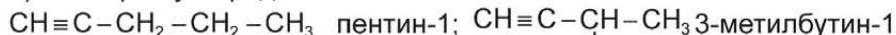
## I. Номенклатура алкинов

Аналогично алкенам. Сuffix -ин указывает на наличие тройной связи.

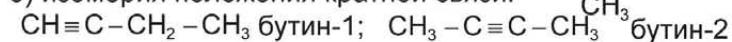


## II. Изомерия алкинов

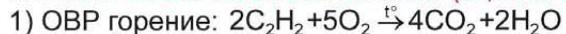
а) изомерия углеродного скелета.



б) изомерия положения кратной связи.



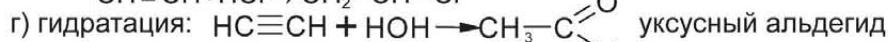
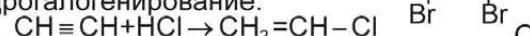
## III. Химические свойства алкинов (ацетилена)



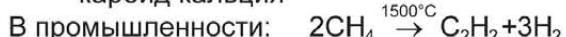
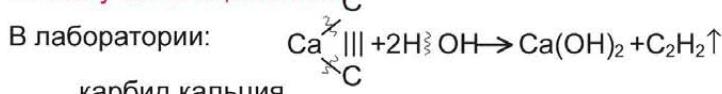
2) реакции присоединения:



в) гидрогалогенирование:



## IV. Получение ацетилена



## V. Применение ацетилена

- При горении выделяется много теплоты – для сварки и резки металлов.
- Получение уксусного альдегида, бензола – в органическом синтезе.

# ХИМИЯ

306

## Бензол – ароматический углеводород

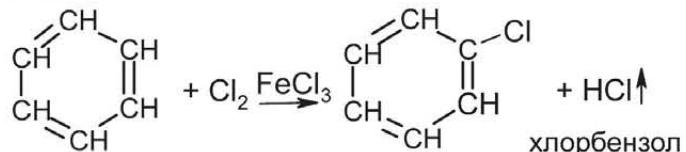
### I. Физические свойства бензола

Бесцветная жидкость со сладковатым запахом, нерастворим в воде, легче воды,  $T_{\text{кип}} = 80^\circ \text{C}$ .

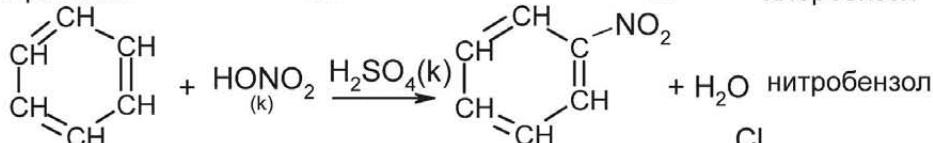
### II. Химические свойства бензола

Реакция замещения

а) галогенирование

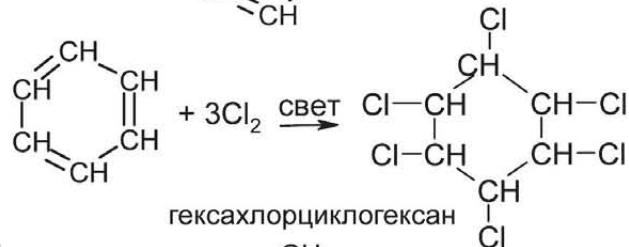


б) нитрование

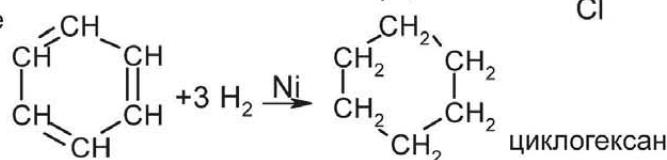


Реакция присоединения

а) галогенирование



б) гидрирование



### III. Получение бензола $3\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ; \text{кат}} \text{C}_6\text{H}_6$

### IV. Применение бензола

Используется как исходное вещество при получении красителей, взрывчатых веществ, лекарств, пестицидов.

# Спирты

**Спирты** – производные углеводородов, в которых один или несколько атомов -Н замещены на -ОН.

## I. Классификация:

Одна OH – одноатомные; несколько OH – многоатомные

## II. Номенклатура спиртов

Название алкана + суффикс -ол

Одноатомные:  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$  – этанол;  $\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{OH}$  – бутанол-2.

Многоатомные:  $\begin{matrix} \text{CH}_2 & -\text{CH}_2 \\ \text{OH} & \text{OH} \end{matrix}$  – этандиол-1,2  
(этиленгликоль)

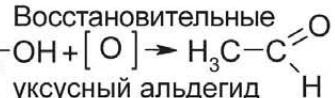
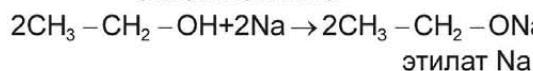
$\begin{matrix} \text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 \\ \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \end{matrix}$  – пропантриол-1,2,3  
(глицерин)

## III. Физические свойства спиртов

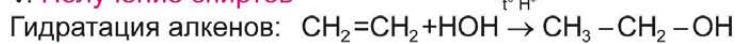
Простейшие спирты – бесцветные жидкости с характерным запахом, высокими  $T_{\text{кип}}$ , хорошо растворимые в воде.

## IV. Химические свойства спиртов

Окислительные



## V. Получение спиртов



## VI. Применение спиртов

$\text{CH}_3\text{OH}$  – растворитель;

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  – растворитель, в медицине, для получения алкогольных напитков;

$\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$  – антифриз;

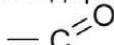
$\begin{matrix} \text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 \\ \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \end{matrix}$  – в кожевенной промышленности, парфюмерии, медицине, антифриз.

# ХИМИЯ

308

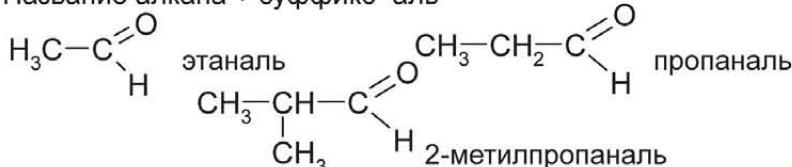
## Альдегиды

Альдегиды – производные углеводородов, в которых углеводородный радикал связан с альдегидной группой



### I. Номенклатура альдегидов

Название алкана + суффикс -аль



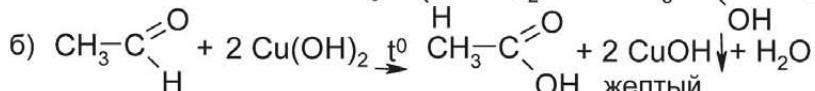
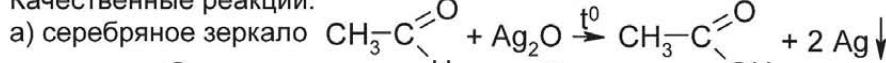
### II. Физические свойства

Метаналь – бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворяется в  $\text{H}_2\text{O}$ , яд.

Этаналь – бесцветная легколетучая жидкость с запахом прелых яблок, хорошо растворяется в  $\text{H}_2\text{O}$ .

### III. Химические свойства – восстановительные.

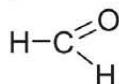
Качественные реакции:



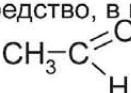
В этих реакциях альдегиды окисляются до кислот

### IV. Получение альдегидов – окисление спиртов.

### V. Применение альдегидов.



– дезинфицирующее средство, в кожевенной промышленности, полу-  
чение пластмасс;

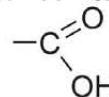


– получение уксусной кислоты

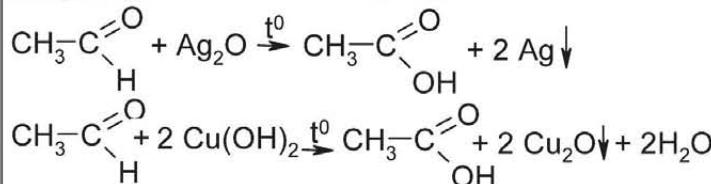


## Предельные одноосновные карбоновые кислоты

Соединения, в которых R связан с карбоксильной группой ( $\text{R}-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ )



**Получение** – окисление альдегидов



**Физические свойства**  
Простейшие кислоты – бесцветные жидкости с резким запахом

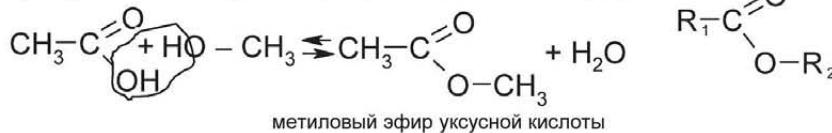
**Применение**  
Муравьиная кислота – растворители, пестициды, лекарства, дезинфекция емкостей в пищевой промышленности, обработка кожи.  
Уксусная кислота – растворитель, красители, лекарства, инсектициды, для пищевых целей.

### Химические свойства

1) Общие свойства кислот

- + Ме:  $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COOH})_2\text{Mg} + \text{H}_2 \uparrow$
- + осн и амф. оксид:  $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{ZnO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COOH})_2\text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
- + основания и амф. гидроксид:  $\text{HCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O}$
- + соль:  $2\text{HCOOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

2) Реакция этерификации – реакция между кислотой и спиртом, в результате которой образуется сложный эфир



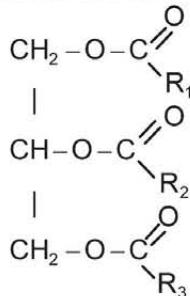
**Физические свойства сложных эфиров**  
бесцветные  
легкокипящие жидкости с фруктовыми или цветочными запахами

# ХИМИЯ

310

## Жиры

Сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами



## Функции жиров в организме

- 1) энергетическая
- 2) структурная
- 3) защитная (у некоторых животных)

## Классификация и физические свойства

Растительные (масла) – Животные – твердые жидкости, нерастворимы в воде, образованы не- предельными кислотами



из жидких

твердые

## Применение

- 1) в пищевых целях
- 2) из жидких жиров получают твердые (маргарин)
- 3) при взаимодействии жиров со щелочами образуются мыла – соли Na и K и высших карбоновых кислот ( $\text{RCOONa}$ ;  $\text{RCOOK}$ )
- 4) получение глицерина, олифы

# АМИНОКИСЛОТЫ

Органические вещества, содержащие и амино- ( $\text{NH}_2$ ), и карбоксильную (-COOH) группы.

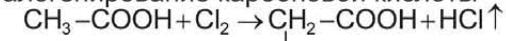
## Номенклатура

Приставка амино- + название карбоновой кислоты

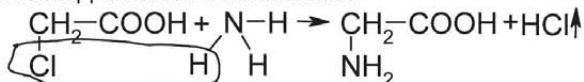


## Получение

Галогенирование карбоновой кислоты



Взаимодействие с аммиаком



## Физические свойства

Бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворяются в воде, многие имеют сладкий вкус.

## Применение

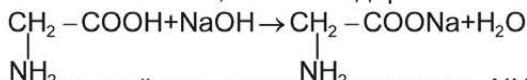
- Лекарства
- Получение синтетических волокон – капрон.

## Значение

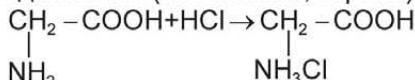
Образуют белки

## Химические свойства

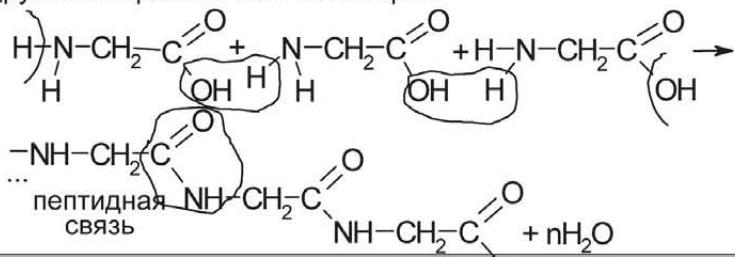
Кислотные свойства, так как содержится – COOH



Основные свойства, так как содержится – NH<sub>2</sub> – способна присоединять H<sup>+</sup> (см. аммиак, стр. 57)



То есть аминокислоты проявляют амфотерные свойства. По этой причине молекулы аминокислоты реагируют друг с другом с образованием полимеров.



## Биополимеры, образованные аминокислотами – белки

### Свойства белков

- 1) Гидролиз – разложение в кислой или щелочной среде с образованием аминокислот. Это свойство лежит в основе пищеварения
- 2) Денатурация – свертывание белка (при нагревании, под действием радиации, солей тяжелых металлов, концентрированных растворов кислот и щелочей).
- 3) Качественные реакции:
  - а) ксантопротеиновая – белок +  $\text{HNO}_3 \rightarrow$  желтое окрашивание;
  - б) биуретовая – белок +  $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$  красно-фиолетовое окрашивание.

### Функции белков

- 1) Строительная – входят в состав клеточных мембран.
- 2) Каталитическая – все ферменты являются белками.
- 3) Защитная – антитела-белки.
- 4) Транспортная – гемоглобин переносит  $\text{O}_2$ .
- 5) Двигательная – миозин – белок мышц.
- 6) Регуляторная – гормоны-белки.
- 7) Энергетическая – при расщеплении белков выделяется энергия.

## Углеводы

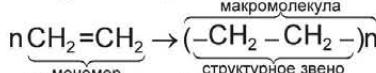
# ХИМИЯ

314

Применение	1) как источник энергии в организме 2) получение этанола, молочной кислоты, витамина С, сорбита (заменителя сахара)	1) в пищевой промышленности 2) в пищу	1) получение глюкозы и патоки, спирта, лимонной кислоты 2) для изготовления лекарств 3) в парфюмерной, пищевой промышленности	1) в строительстве 2) топливо 3) натуральные и искусственные волокна 4) бумага, картон 5) этанол 6) нитролаки 7) кинопленка 8) бездымный порох 9) пластмассы
------------	--	--	---	--

# Полимеры

Полимеры – высокомолекулярные соединения, состоящие из множества повторяющихся одинаковых структурных звеньев.

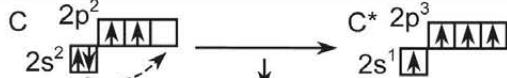


$n$  – степень полимеризации

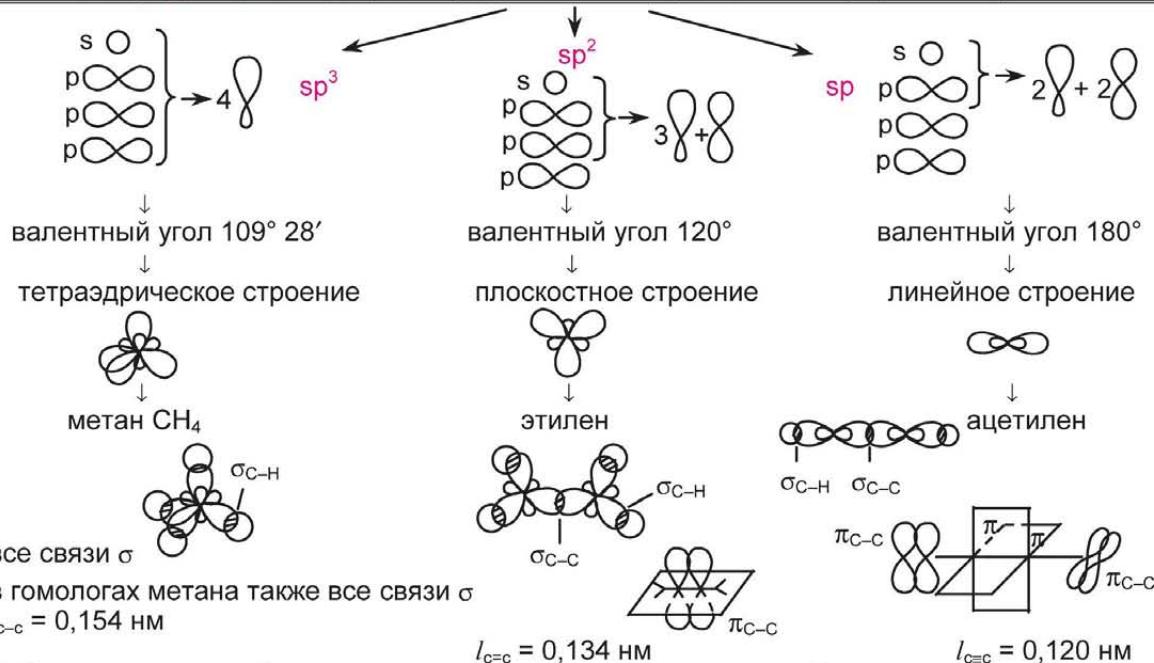
## Классификация



## 10 класс. Валентные состояния атома углерода



**Гибридизация** – процесс выравнивания эл. орбиталей по форме и энергии.



**Гибридизация** способствует максимальному перекрыванию эл. облаков, а следовательно, образованию более прочных связей.

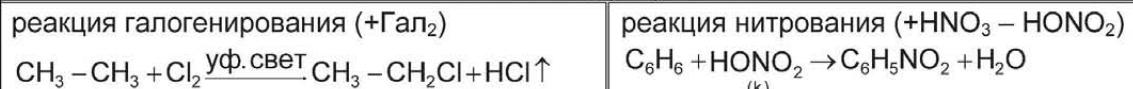
**$\sigma$ -связи** образуются при перекрывании эл. орбиталей вдоль линии связи.

**$\pi$ -связи** образуются при «боковом» перекрывании эл. орбиталей.

Теория химического строения органических веществ А. М. Бутлерова – см. стр. 71, стр. 140, 141. Классификация органических веществ – см. стр. 155–157.  
Изомерия органических веществ – см. 142, 143.

## Типы химических реакций в органической химии

**1. Реакции замещения** – реакции, при которых атом или группа атомов заменяется на другой атом или группу атомов



**2. Реакции присоединения** – реакции, при которых из двух или более молекул образуется одна. Только для веществ, молекулы которых имеют π-связи.



### р. образования полимеров

р. **полимеризации** – процесс, при котором из мономера (низкомолекулярного вещества) образуется полимер (высокомолекулярное вещество)  
 $n\text{CH}_2 = \text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$

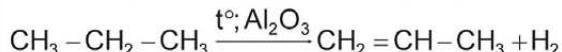
р. **поликонденсации** – процесс, при котором из мономера, кроме полимера, образуется еще побочный низкомолекулярный продукт (например H<sub>2</sub>O)  
 $n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + (n-1)\text{H}_2\text{O}$

# ХИМИЯ

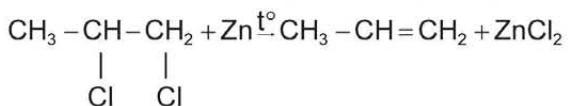
318

**3. Реакции отщепления (элиминирования)** – реакции, при которых из одной молекулы вещества образуется несколько молекул других веществ.

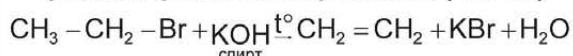
**р. дегидрирования ( $-H_2$ )**



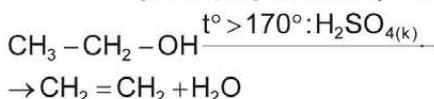
**р. дегалогенирования ( $-Gal_2$ )**



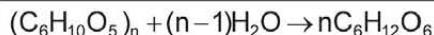
**р. дегидрогалогенирования ( $-HGal$ )**



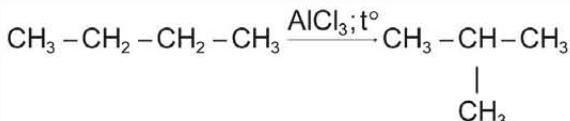
**р. дегидратации ( $-H_2O$ )**



**р. деполимеризации (р. деполиконденсации)**



**4. Реакции изомеризации** – реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы другого вещества с тем же качественным и количественным составом, но другим строением.

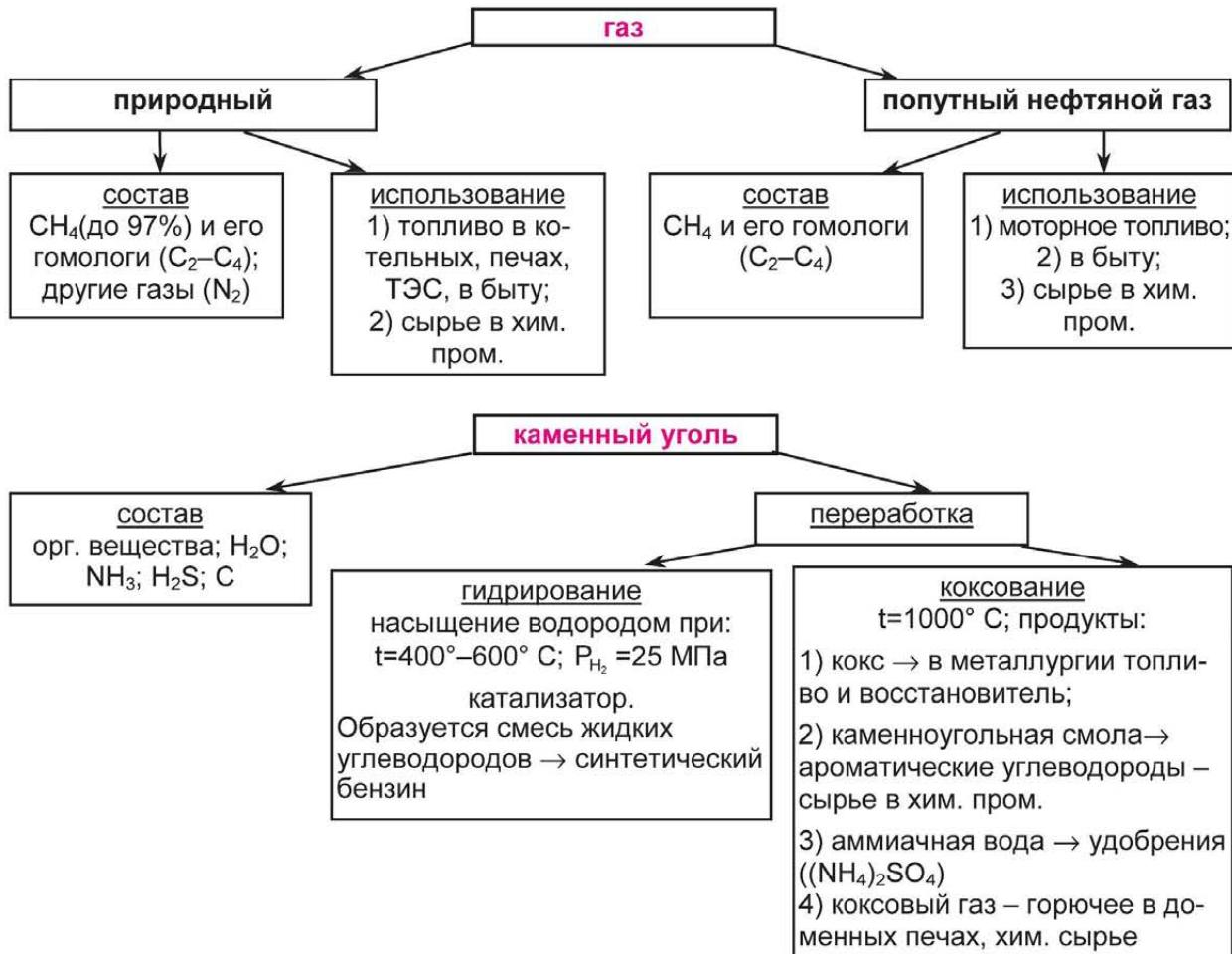


# Природные источники углеводородов



# ХИМИЯ

320



# Алканы ( $C_n H_{2n+2}$ )

Номенклатура, изомерия, физические свойства – см. стр. 72.

Строение молекулы метана – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).

Химические свойства	
разрыв связи C–H	разрыв связи C–C
<p>1) р. замещения по свободно-радикальному механизму</p> <p>а) галогенирование</p> $CH_3 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{УФ} CH_3 - CH_2 - Cl + HCl$ <p style="text-align: center;">хлорэтан</p> $CH_3 - CH_2 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{УФ} \begin{matrix} CH_3 & \\   & \\ CH_3 - CH - CH_3 & \\   & \\ CH_3 - CH_2 - CH_2 - Cl & \end{matrix} + HCl$ <p style="text-align: center;">2-хлорпропан</p> <p>б) нитрование</p> $CH_4 + HONO_2 \xrightarrow{(p)} CH_3 - NO_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;">нитрометан</p> <p>2) р. отщепления (дегидрирования)</p> $CH_3 - CH_3 \xrightarrow{t^\circ; \text{кат}} CH_2 = CH_2 + H_2$ <p style="text-align: center;">этен</p>	<p>1) р. горения <math>C_3H_8 + 5O_2 \xrightarrow{t^\circ} 3CO_2 + 4H_2O</math></p> <p>2) крекинг</p> $C_{10}H_{22} \xrightarrow{400^\circ - 500^\circ C} C_5H_{10} + C_5H_{12}$ <p style="text-align: center;">пептен пептан</p> <p>3) пиролиз <math>C_2H_6 \xrightarrow{1000^\circ C} 2C + 3H_2</math></p> $2CH_4 \xrightarrow{1500^\circ C} C_2H_2 + 3H_2$ <p style="text-align: center;">(только для метана)</p> <p>4) р. изомеризации</p> $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 \xrightarrow{t^\circ; AlCl_3} \begin{matrix} CH_3 & \\ &   \\ & CH_3 - CH - CH_3 \\ &   \\ & CH_3 \end{matrix}$ <p style="text-align: center;">изобутан</p>

# ХИМИЯ

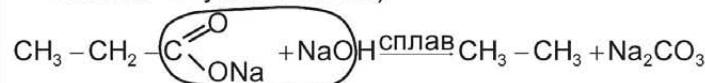
322

## Применение

- 1) Топливо – бытовой газ, керосин, мазут, бензин
- 2) Галогенпроизводные алканов – растворители, например,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ;  $\text{CCl}_4$
- 3) В органическом синтезе, например:  
$$2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$$
, образовавшийся ацетилен применяется для получения спиртов и альдегидов;  
$$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t^\circ, \text{кат.}]{\text{CO}} + 3\text{H}_2$$
, образовавшийся синтез-газ используется для получения кислородосодержащих органических веществ

## Получение

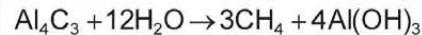
- 1) выделяют из природных источников углеводородов;
- 2) гидрирование алкенов (число атомов "С" не изменяется)  
$$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
- 3) декарбоксилирование солей карбоновых кислот или щелочное плавление (число атомов "С" уменьшается)



- 4) синтез Вюрца (число атомов "С" увеличивается)

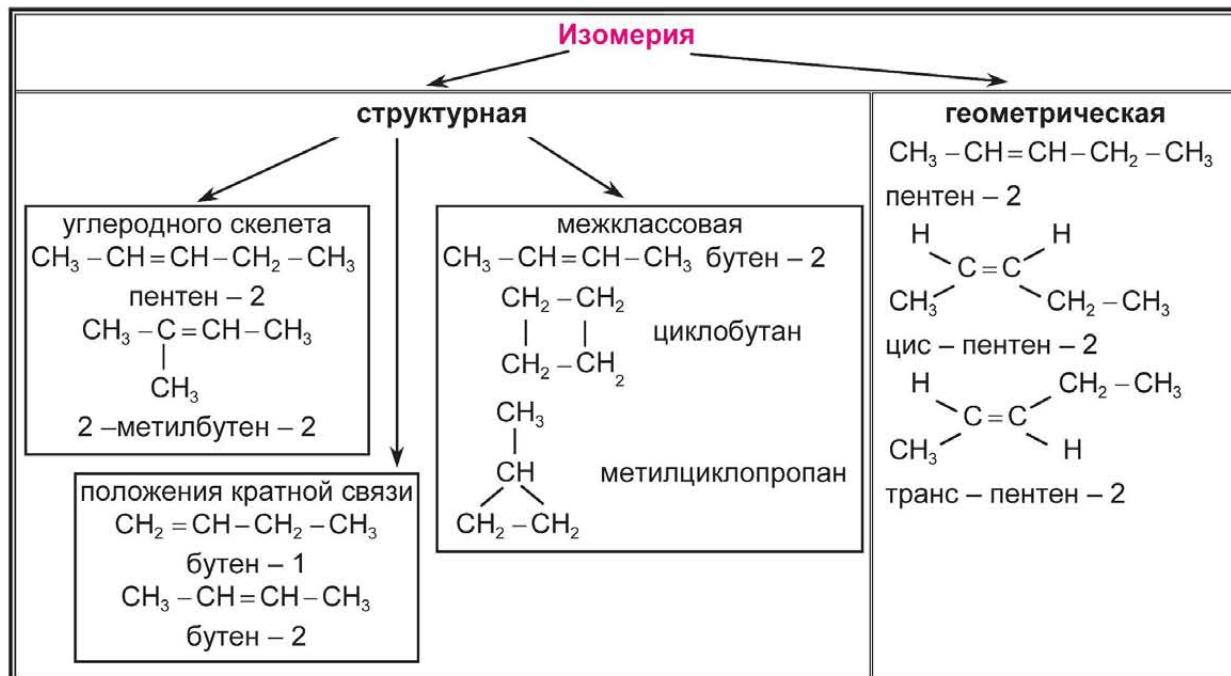


- 5) гидролиз некоторых карбидов, например:



# Алкены ( $C_nH_{2n}$ )

Строение молекулы этилена – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).  
Номенклатура алканов – см. стр. 74.

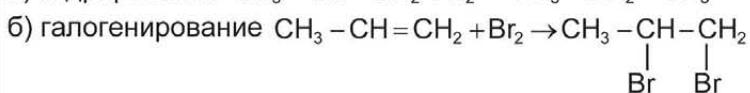
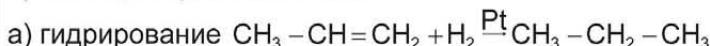


# ХИМИЯ

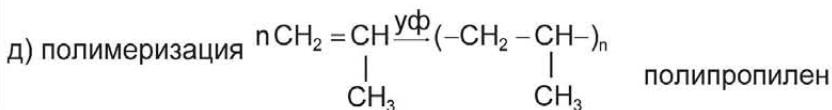
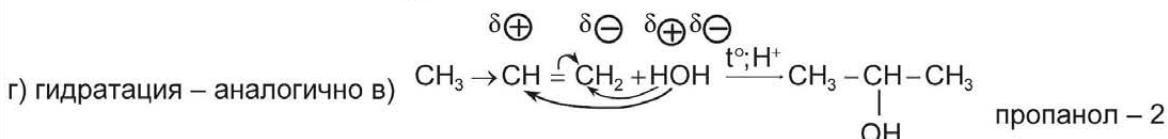
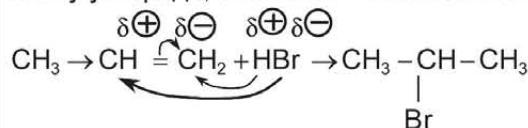
324

## Химические свойства

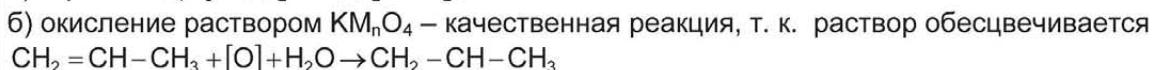
### 1) Реакции присоединения



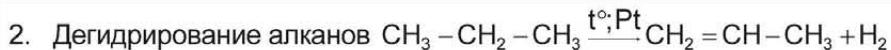
реакция с бромной водой – качественная, т. к. происходит обесцвечивание раствора  
 в) гидрогалогенирование: если НГал присоединяется к несимметричному алкену, то реакция происходит по правилу Марковникова – водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, а галоген – к менее. Можно показать смещение эл. плотности



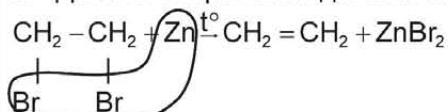
### 2) Реакции окисления



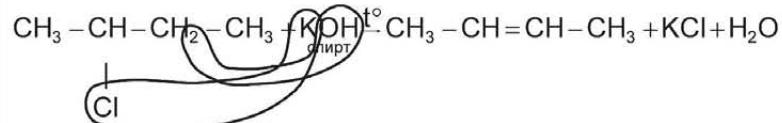
### Получение



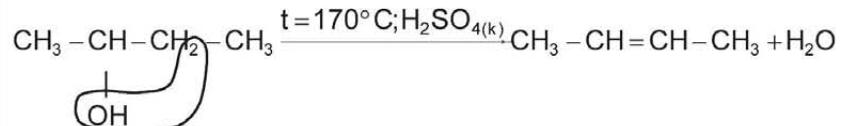
3. Дегалогенирование дигалогенпроизводных алканов



4. Дегидрогалогенирование моногалогенпроизводных алканов – реакция происходит по правилу Зайцева: водород отщепляется от менее гидрированного атома углерода



5. Дегидратация спиртов – по правилу Зайцева

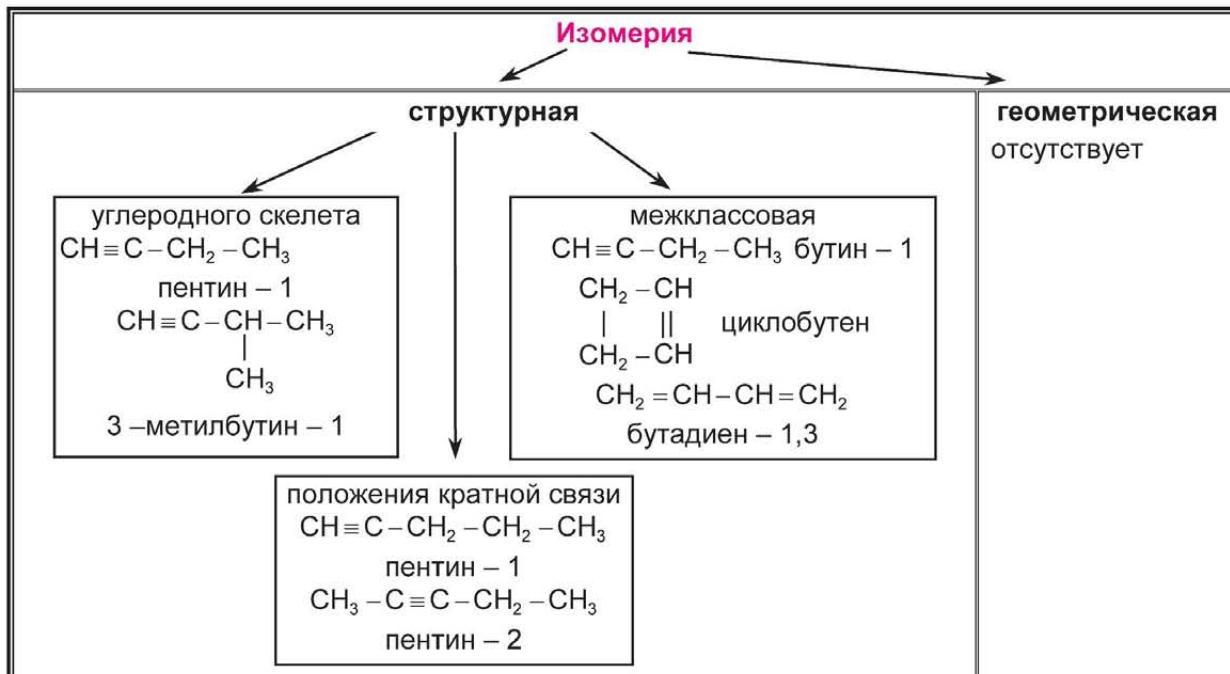


### Применение

1. Получение пластмасс.
2. Получение спиртов, альдегидов, кислот.
3. Получение этанола, этиленгликоля.

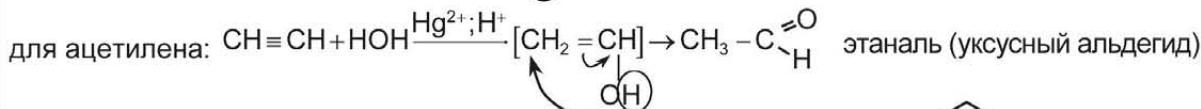
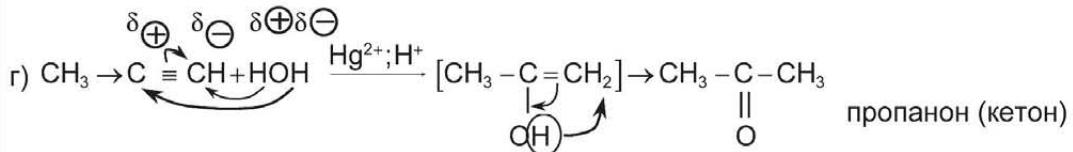
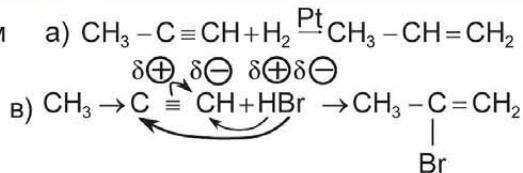
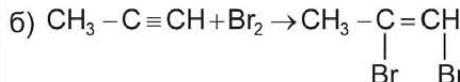
## Алкины ( $C_nH_{2n-2}$ )

Строение молекулы ацетилена – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).  
Номенклатура алкинов – см. стр. 76.

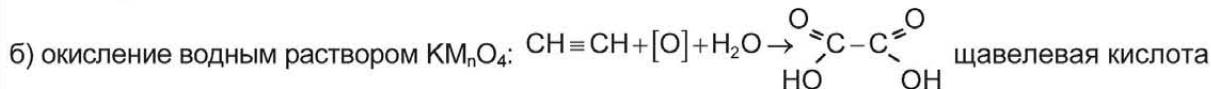


## Химические свойства

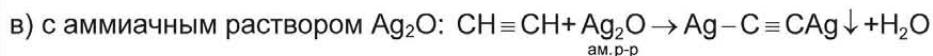
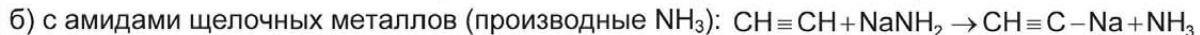
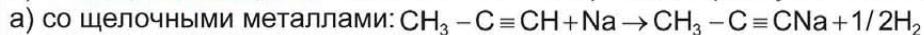
1) *Реакции присоединения* – аналогично алкенам    а)  $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$



2) *Реакции окисления*    а) горение  $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$



2) *Реакции замещения* – для алкинов, содержащих тройную связь на конце молекулы



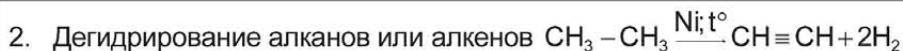
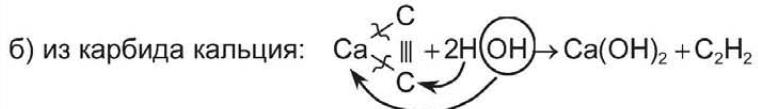
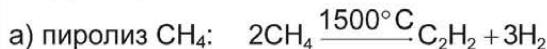
Замещение водорода на металл – свойство, характерное для кислот  $\Rightarrow$  алкины проявляют слабые кислотные свойства.

# ХИМИЯ

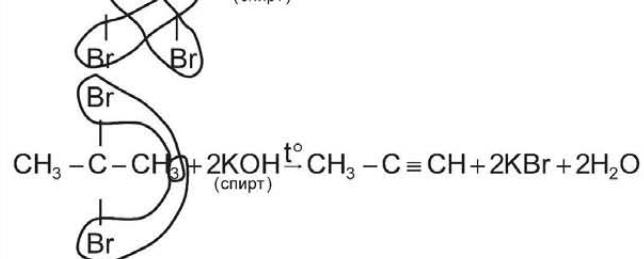
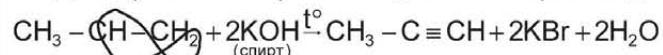
328

## Получение

1. Для ацетилена



3. Дегидрогалогенирование дигалогенпроизводных алканов



## Применение

Наибольшее практическое значение имеет ацетилен:

получение альдегидов, каучуков, пластмасс, ароматических углеводородов, для сварки и резки металлов.

# Алкадиены $C_nH_{2n-2}$

## Определение

Углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеются две двойные связи.

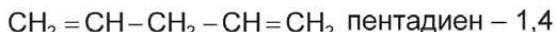
## Классификация

По взаимному расположению двойных связей

- |   |  |   |
|---|--|---|
| а) двойные связи<br>находятся у одного<br>атома углерода –<br><b>кумулированные</b> | б) двойные связи<br>разделены одной<br>одинарной –<br><b>сопряженные</b> | в) двойные связи<br>разделены несколькими<br>одинарными –<br><b>изолированные</b> |
|---|--|---|

## Номенклатура

Корень слова (число атомов «С») + -ди + -ен – цифры, указывающие положение двойных связей



## Строение

Наиболее важны сопряженные диены. p-Орбитали, образующие  $\pi$ -связи, перекрываются между собой, создавая единую электронную систему ( $\pi$ -систему) – эффект сопряжения.



Наиболее характерны реакции присоединения по положениям 1 и 4.

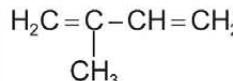
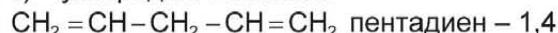
# ХИМИЯ

330

## Изомерия

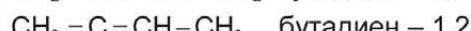
### структурная

1) углеродного скелета

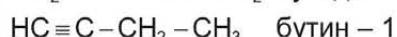
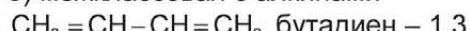


2-метилбутадиен – 1,3

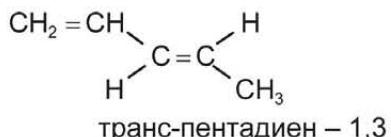
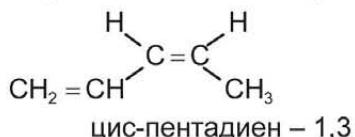
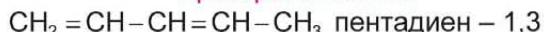
2) положения кратных связей



3) межклассовая с алкинами

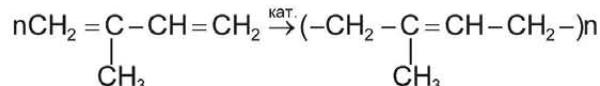
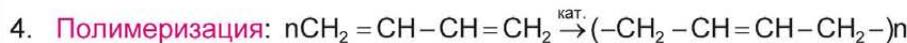
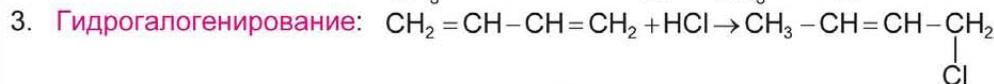
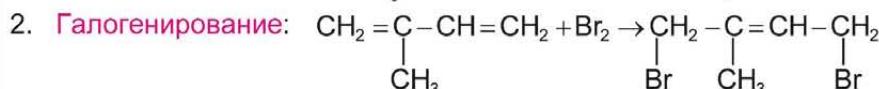
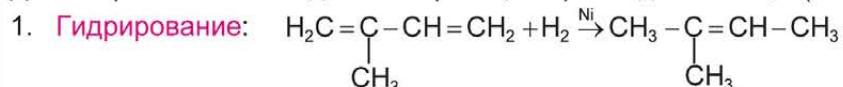


### пространственная



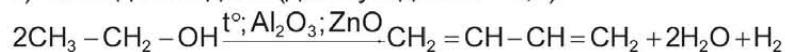
## Химические свойства

Для сопряженных алкадиенов – реакции присоединения 1,4 (на 1-й стадии)

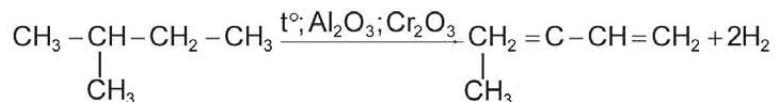
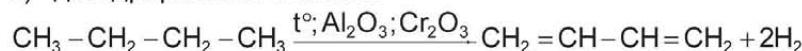


## Получение

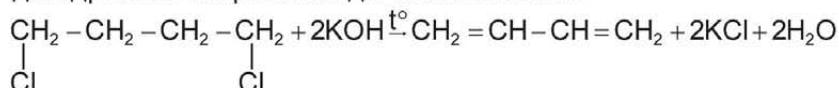
1) метод Лебедева (для бутадиена – 1,3)



2) дегидрирование алканов



3) дегидрогалогенирование дигалогеналканов

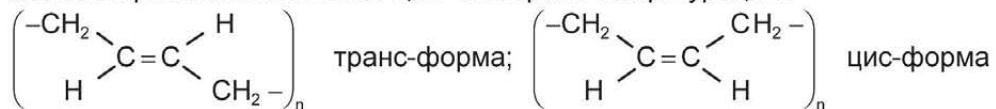


## Применение

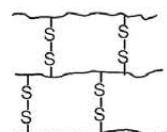
Используются для получения синтетических каучуков, а из них – резины.

## Каучук. Резина

Наибольшей эластичностью обладают каучуки стереорегулярного строения – все элементарные звенья имеют цис- или транс-конфигурацию.



каучук  $\xrightarrow{\text{S}^\circ}$  резина – процесс вулканизации,  
образуются дисульфидные мостики между макромолекулами каучука  
по месту разрыва  $\pi$ -связей, что увеличивает его прочность.

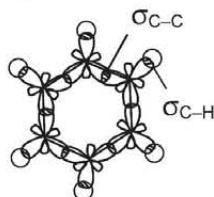


# Ароматические углеводороды (арены) ( $C_nH_{2n-6}$ )

**Бензол –  $C_6H_6$  – простейший из ароматических соединений**

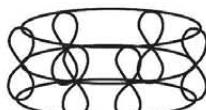
## Строение молекулы бензола

Атомы C в  $sp^2$  – гибридизации  $\Rightarrow$  каждый из них образует по 3  $\sigma$ -связи (2 с соседними атомами C и 1 с атомом H) под углом  $120^\circ$   $\Rightarrow$  молекула имеет плоскостное строение.



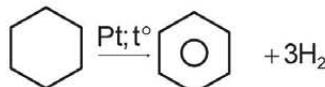
У каждого атома C остается по 1 р электрону, не участвовавшему в гибридизации, они перекрываются, образуя единую прочную  $\pi$ -систему.

$$l_{C=C} = 0,140 \text{ нм}$$

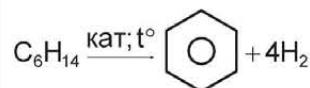


## Получение

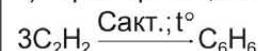
- 1) выделяют из нефти, при коксовании каменного угля
- 2) дегидрирование циклогексана



- 3) ароматизация алканов



- 4) тримеризация ацетилена



## Физические свойства

Бесцветная жидкость со сладковатым запахом, нерастворим в воде,  $T_{\text{кип.}} = 80^\circ \text{ С.}$

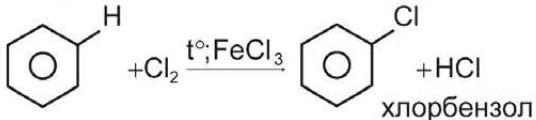
## Применение

Получение красителей, взрывчатых веществ, лекарств, инсектицидов

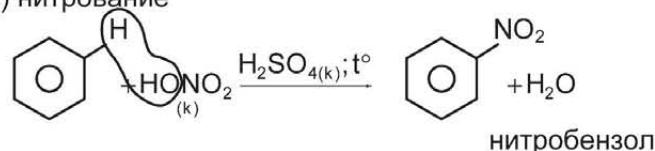
## Химические свойства

### 1) Реакции замещения – наиболее характерны

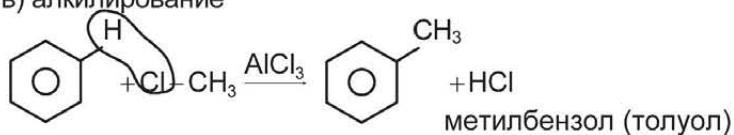
а) галогенирование с катализатором



б) нитрование

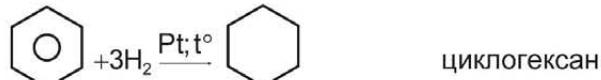


в) алкилирование

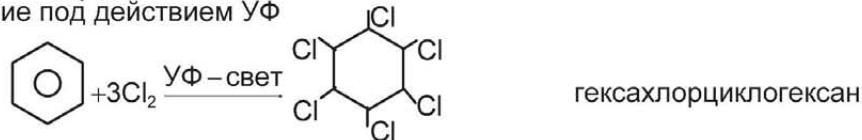


### 2) Реакции присоединения – идут сложнее, чем у алкенов, т. к. прочная π-система

а) гидрирование



б) галогенирование под действием УФ

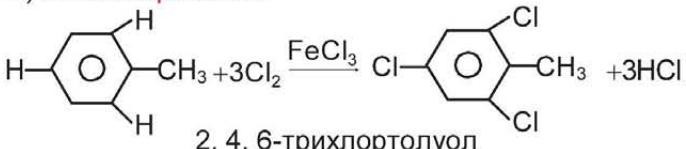
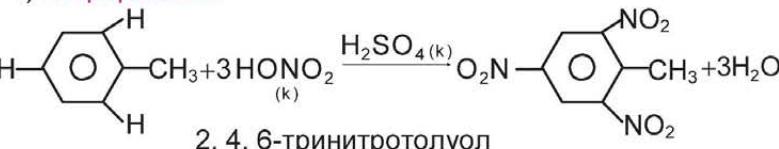
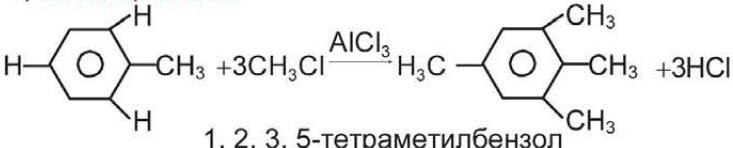
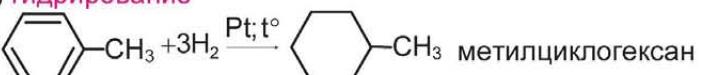


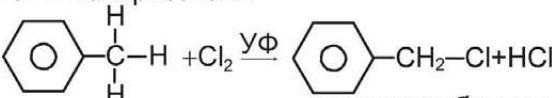
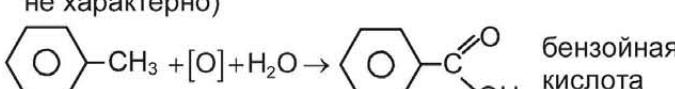
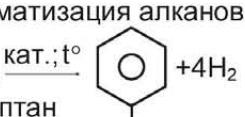
### 3) Реакции окисления

а) горение  $\text{C}_6\text{H}_6 + \frac{15}{2}\text{O}_2 \xrightarrow[\text{t}^\circ]{} 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

б) раствором  $\text{KMnO}_4$  не окисляется, т. к. устойчивая π-система

## Ароматические углеводороды – гомологи бензола (толуол)

Взаимное влияние в молекуле толуола	Химические свойства толуола
<p>а) влияние <math>-\text{CH}_3</math> на <math>-\text{C}_6\text{H}_5</math>  <math>-\text{CH}_3</math> – донор электронной  плотности.</p> <p style="text-align: center;">  </p> <p>В результате пере-  распределения <math>\bar{\epsilon}</math>  плотности в бен-  зольном кольце она  повышается в по-  ложениях 2, 4, 6  (ортого- и пара-)  <math>\Rightarrow</math> реакции замеще-  ния происходят лег-  ко и идут по 2, 4, 6  атомам углерода.</p>	<p>I. Свойства, аналогичные свойствам бензола – по <math>-\text{C}_6\text{H}_5</math></p> <p>1) реакции замещения – в зависимости от количества реагентов происходят по одному, двум или трем положениям с повышенной <math>\bar{\epsilon}</math> плотностью</p> <p>а) галогенирование</p> <p style="text-align: center;">    2, 4, 6-трихлортолуол </p> <p>б) нитрирование</p> <p style="text-align: center;">    2, 4, 6-тринитротолуол </p> <p>в) алкилирование</p> <p style="text-align: center;">    1, 2, 3, 5-тетраметилбензол </p> <p>2) Реакции присоединения</p> <p>а) гидрирование</p> <p style="text-align: center;">    метилциклогексан </p>

Взаимное влияние в молекуле толуола	Химические свойства толуола
<p>б) влияние <math>-C_6H_5</math> на <math>-CH_3</math>:  <math>-C_6H_5</math> – акцептор электронной плотности  <math>-C_6H_5</math> оттягивает <math>\bar{e}</math> плотность от метильного радикала, поэтому связи C–H в нем становятся более полярными  <math>\Rightarrow</math> легче разрываются</p>	<p>II. Свойства, аналогичные свойствам алканов – по <math>CH_3</math>  Замещение происходит легче, чем у алканов, так как связи C–H поляризованы</p> <p></p> <p>хлорметилбензол</p> <p>III. Свойства, обусловленные влиянием радикалов</p> <p>1) окисление раствором <math>KMnO_4</math> (для бензола и алканов не характерно)</p> <p></p> <p>бензойная кислота</p>
<b>Получение</b>	
<p>1) из каменноугольной смолы</p> <p>2) ароматизация алканов</p> <p><math>C_7H_{16} \xrightarrow{\text{кат.; } t^\circ} \begin{matrix} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{matrix} + 4H_2</math></p> <p>н-гептан</p>	<p></p> <p>Алкилирование бензола (см. свойства бензола)</p> <p>3) реакция Вюрца-Фиттига</p> <p><math>\begin{matrix} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{matrix} - Br + 2Na + Br - CH_3 \xrightarrow{t^\circ} \begin{matrix} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{matrix} - CH_3 + 2NaBr</math></p>
<b>Применение</b>	
<p>1) толуол – растворитель</p> <p>2) 2,4,6 – тринитротолуол (тол, тротил) – взрывчатое вещество</p> <p>3) получение бензойной кислоты, лекарств.</p>	

# ХИМИЯ

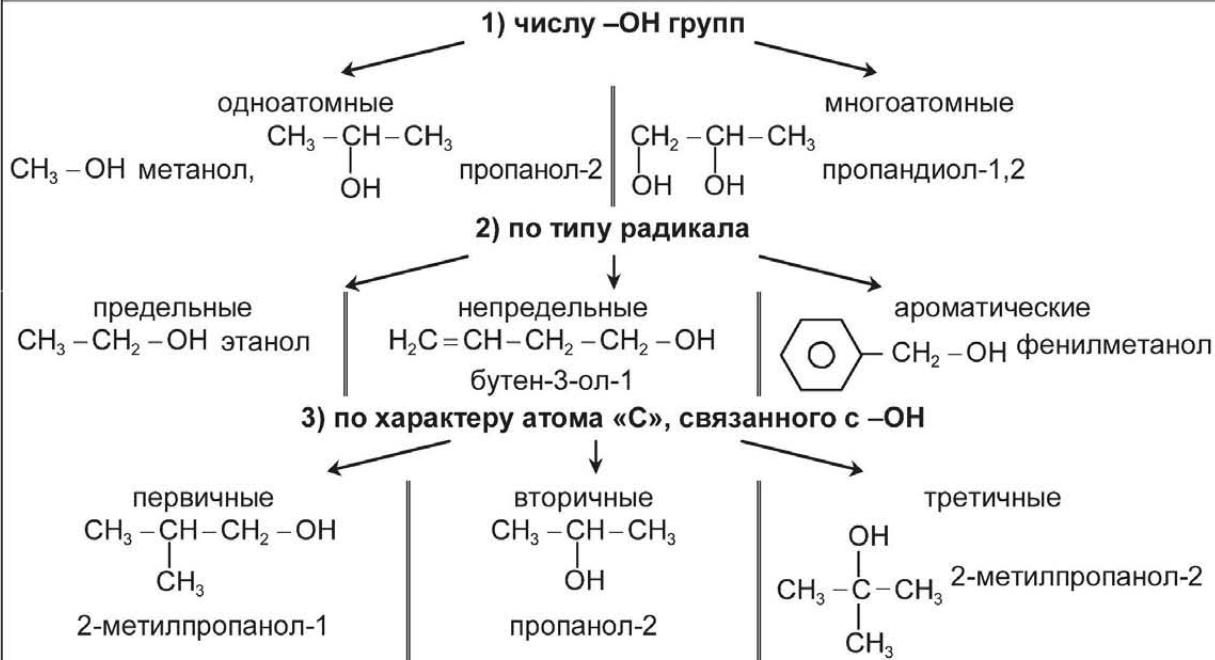
336

## Кислородсодержащие соединения Спирты ( $R-(OH)_n$ ) (определение см. стр. 78)

### Номенклатура

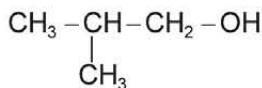
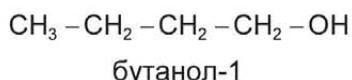
Название соответствующего углеводорода + суффикс -ол (указывает на наличие  $-OH$ )

### Классификация



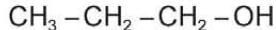
## Изомерия

1) углеродного скелета

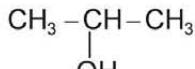


#### 2-метилпропанол-1

2) положения  
функциональной группы

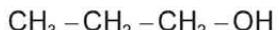


пропанол-1



пропанол-2

3) межклассовая  
с простыми эфирами

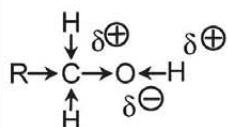


пропанол-1



### метилэтиловый эфир

## Электронное строение



Молекулы спиртов содержат полярные связи: C—H; C—O; O—H. Химические реакции идут с разрывом этих связей.

Из-за  $\delta\Theta$  на «О» и  $\delta\oplus$  на «Н» между молекулами спиртов образуются водородные связи (см. стр. 137 «Химическая связь»).

## Физические свойства

Из-за водородных связей молекулы спиртов ассоциируются, поэтому:

- а) среди спиртов нет газов, низшие спирты – жидкости, высшие – твердые вещества.
  - б) спирты имеют более высокие  $T_{\text{кип.}}$ , чем углеводороды.

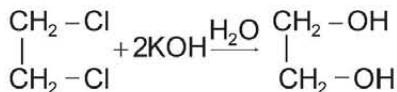
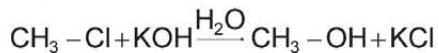
Образованием водородных связей между молекулами спирта и воды объясняется хорошая растворимость низших спиртов в воде.

# ХИМИЯ

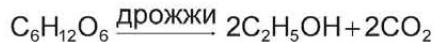
338

## Получение

- 1) Щелочной гидролиз галогеналканов



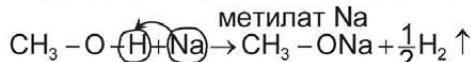
- 2) Гидратация алkenов – см. химические свойства алkenов – для одноатомных спиртов (см. стр. 95).
- 3) Окисление алkenов – см. химические свойства алkenов – для двухатомных спиртов (см. стр. 95).
- 4) Восстановление альдегидов и кетонов – см. химические свойства альдегидов и кетонов (см. стр. 115).
- 5) Для этанола – брожение глюкозы.



# Химические свойства спиртов

## I. Разрыв связи $O-H$ :

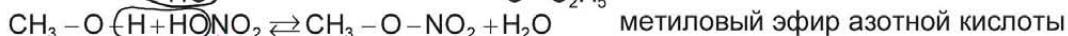
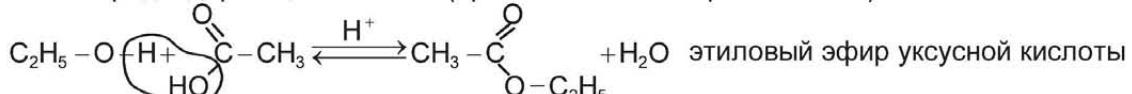
- 1) +щелочной и щелочно-земельный металл



в этой реакции проявляются слабые кислотные свойства.

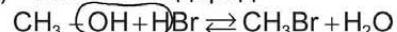
С ростом R они уменьшаются, так как полярность связи O—H уменьшается ( $R \rightarrow O \leftarrow H$ )

- 2) +кислородсодержащие кислоты (органические и неорганические)

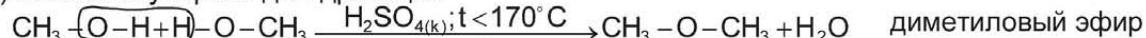


## II. Разрыв связи $C-O$ :

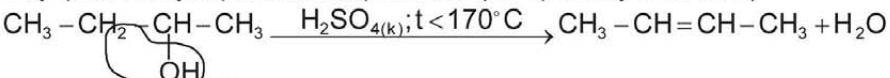
- 1) +галогеноводород



- 2) межмолекулярная дегидратация



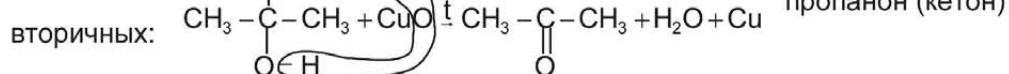
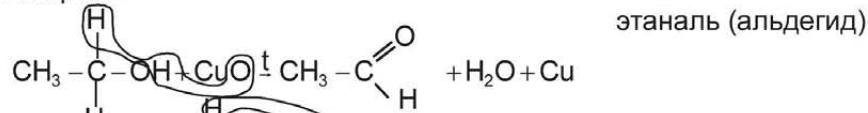
- 3) внутримолекулярная дегидратация (по правилу Зайцева)



## III. Разрыв связи $C-H$ :

- 1) окисление спиртов

первичных:



# ХИМИЯ

340

## Применение

Метанол – растворитель, пластмассы, метаналь.

Этанол – растворитель, в медицине, каучук, пищевая промышленность, парфюмерия, уксусная кислота, топливо.

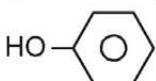
Этиленгликоль – антифриз.

Глицерин – антифриз, в косметике и парфюмерии, в кожевенной промышленности, нитроглицерин – в медицине и взрывчатые вещества.

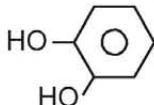
# Фенолы

## Определение

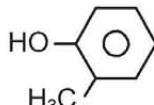
Органические вещества, в молекулах которых фенил радикал непосредственно связан с гидроксильными группами.



фенол (гидроксибензол)



1,2-дигидроксибензол



о-гидрокситолуол

## Физические свойства

Фенол – бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом.  $T_{\text{пл.}}=43^{\circ}$ . В холодной воде растворяется плохо, в горячей – хорошо.

## Электронное строение

### I. Влияние $-\text{OH}$ на $-\text{C}_6\text{H}_5$ :



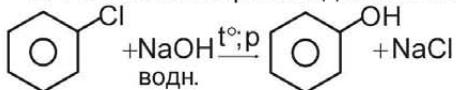
неподеленная пара р– $\bar{e}$  атома кислорода вступает в сопряжение с  $\pi$ -системой бензольного кольца, за счет чего повышается электронная плотность в положениях 2, 4, 6  $\Rightarrow$  свойства фенола (по бензольному кольцу) аналогичны свойствам толуола.

### II. Влияние $-\text{C}_6\text{H}_5$ на $-\text{OH}$

Из-за эффекта сопряжения понижается электронная плотность на атоме О, что приводит к большей поляризации связи О–Н  $\Rightarrow$  кислотные свойства больше, чем у спиртов.

## Получение

1. Выделяют из каменноугольной смолы.
2. Из галогенопроизводных бензола.



## Применение

Синтетические волокна и пластмассы; красители; лекарства; 3–5% раствор (карболовая кислота) – антисептик; взрывчатые вещества.

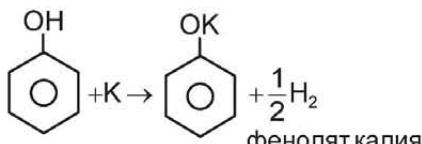
# ХИМИЯ

342

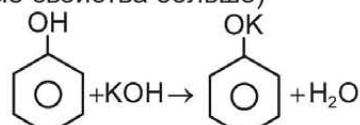
## Химические свойства фенола

### I. Кислотные свойства

1) + активный металл (сходство со спиртами)



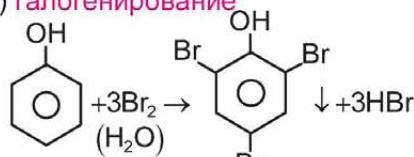
2) + щелочь (отличие от спиртов, так как кислотные свойства больше)



### II. Реакции бензольного кольца – сходство с толуолом

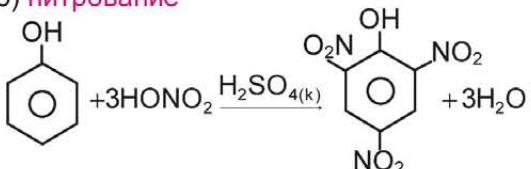
1) реакции замещения

a) галогенирование



2,4,6-трибромфенол (белый осадок)

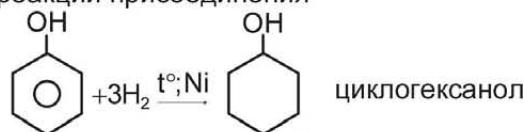
b) нитрование



2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота)

2) реакции присоединения

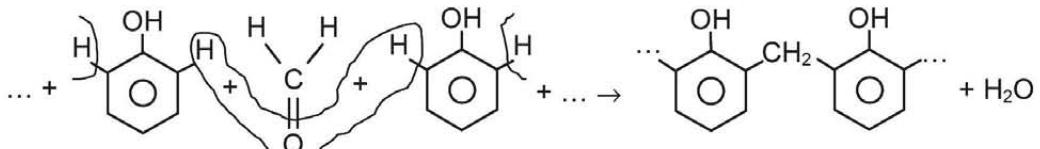
a) гидрирование



### III. Качественная реакция на фенол

+ раствор  $\text{FeCl}_3 \rightarrow$  образуются соединения фиолетового цвета

IV. Реакция поликонденсации с альдегидами – для получения пластмасс



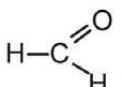
# Альдегиды

$\left[ R-C(=O)H \right]$

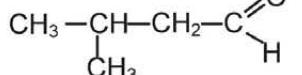
Определение см. стр. 79.

## Номенклатура

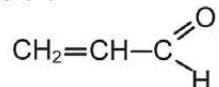
Название соответствующего углеводорода + суффикс -аль



метаналь



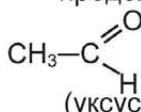
3-метилбутаналь



пропеналь

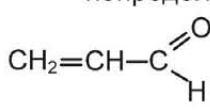
## Классификация – по типу радикала

предельные



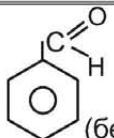
этаналь  
(уксусный альдегид)

непредельные



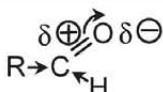
пропеналь  
(акролеин)

ароматические



бензальдегид  
(бензойный альдегид)

## Электронное строение



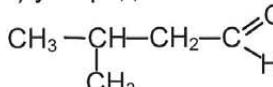
Электроны  $\pi$ -связи смещены к более электроотрицательному «O»  $\Rightarrow$  на нем образуется  $\delta^-$ , а на «C» –  $\delta^+$ . На «H» образуется незначительный  $\oplus$  заряд, поэтому между молекулами альдегидов нет водородной связи.

## Физические свойства

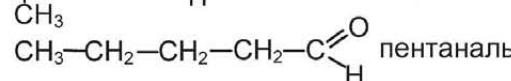
Так как нет водородных связей, метаналь – газ (далее – жидкости, высшие альдегиды – твердые),  $T_{\text{кип.}}$  альдегидов ниже, чем у спиртов. Низшие альдегиды хорошо растворяются в воде, так как образуются водородные связи между «H» воды и «O» альдегида, с ростом R растворимость падает.

## Изомерия

1) углеродного скелета

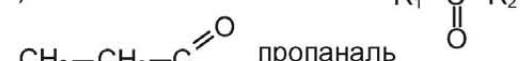


3-метилбутаналь

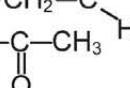


пентаналь

2) межклассовая с кетонами  $R_1-C(=O)R_2$



пропаналь



пропанон (ацетон)

### Химические свойства

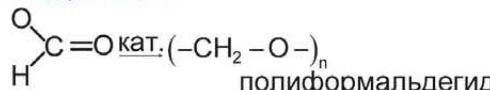
**Реакции присоединения**, так как имеется  $\pi$ -связь.

1) **гидрирование** (восстановление)



При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, кетонов – вторичные.

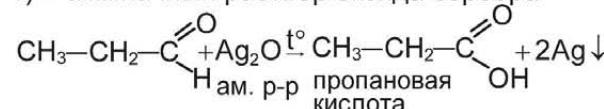
2) **полимеризация**



3) **поликонденсация** с фенолом см. химические свойства фенола (стр. 113).

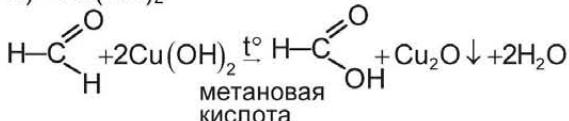
**Реакции окисления**, так как атом «Н» альдегидной группы приобретает реакционную способность из-за смещения электронной плотности.

1) + аммиачный раствор оксида серебра



реакция «серебряного зеркала» – качественная реакция для альдегидов

2) +  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

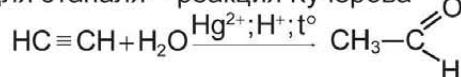


Образуется осадок кирпично-красного цвета – качественная реакция для альдегидов.

### Получение

1) окисление и катализитическое окисление первичных спиртов – см. химические свойства спиртов (стр. 110)

2) для этанала – реакция Кучерова



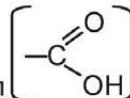
### Применение

1) метаналь (муравьиный альдегид; формальдегид) – полимеры; 40% раствор (формалин) для хранения анатомических препаратов; в кожевенной промышленности; лекарства.

2) этаналь (уксусный альдегид) – этанол, уксусная кислота; ацетатное волокно.

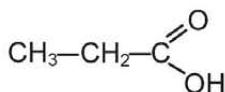
# Карбоновые кислоты

Органические вещества, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп

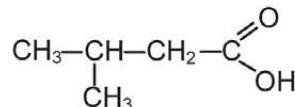


## Номенклатура

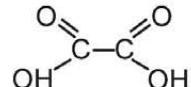
Название углеводорода + -овая + кислота



пропановая кислота



3-метилбутановая кислота

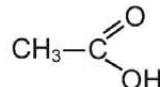


этандиновая кислота  
(щавелевая)

## Классификация

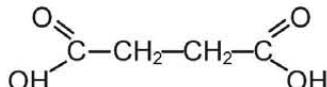
1) по числу  $-\text{COOH}$

одноосновные



этановая кислота (уксусная)

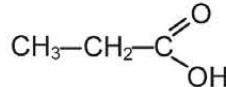
многоосновные



бутандиновая кислота (янтарная)

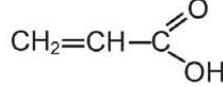
2) по типу радикала

предельные



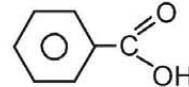
пропановая кислота  
(пропионовая)

непредельные



пропеновая кислота  
(акриловая)

ароматические

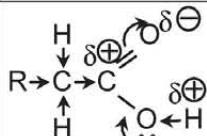


бензойная кислота

# ХИМИЯ

346

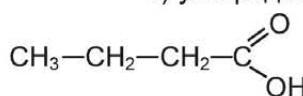
## Электронное строение



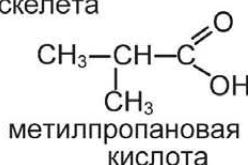
$-R$  донор электронной плотности для  $-COOH$ ,  $-COOH$  – акцептор для  $-R$ . Неподеленная пара  $\bar{e}$  атома О взаимодействует с  $\bar{e}$   $\pi$ -связи карбонильной группы, поэтому связь О–Н сильно поляризуется. Так как имеется О  $\delta\Theta$  и Н  $\delta\oplus$ ,  $\Rightarrow$  между молекулами – водородные связи.

## Изомерия

1) углеродного скелета

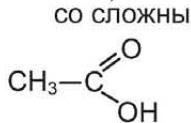


бутановая кислота

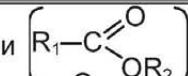


метилпропановая кислота

2) межклассовая со сложными эфирами



этановая кислота



метиловый эфир  
муравьиной кислоты

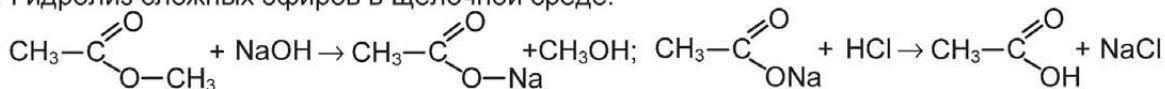
## Физические свойства

Из-за образования водородных связей происходит ассоциация молекул (димеры), поэтому  $C_1-C_9$  – жидкости, далее твердые вещества; высокие  $T_{\text{кип}}$ . Так как образуются водородные связи с молекулами  $H_2O$  – простейшие кислоты очень хорошо растворяются, с ростом  $R$  растворимость падает.

## Получение

1. Окисление альдегидов – см. химические свойства альдегидов (стр. 115).

2. Гидролиз сложных эфиров в щелочной среде.



## Применение

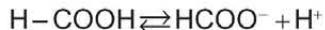
1. Муравьиная кислота – дезинфицирующие свойства: обработка кожи, емкостей в пищевой промышленности, консервирование; лекарственные вещества, крашение тканей и бумаги. 2. Уксусная кислота – растворитель, красители, лекарства, искусственные волокна, для пищевых целей. 3. Пальмитовая и стеариновая кислоты – мыло. 4. Бензойная кислота – консервант.

## Химические свойства

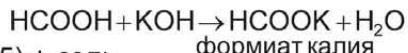
I. С разрывом связи O–H – кислотные свойства. Связь O–H более полярна, чем в спиртах  $\Rightarrow$  кислотные свойства у карбоновых кислот больше. Так как R является донором электронной плотности, то он уменьшает полярность связи O–H  $\Rightarrow$  с ростом R кислотные свойства уменьшаются.

Все общие свойства кислот

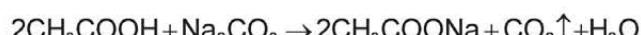
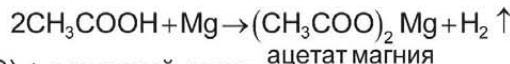
1) диссоциация



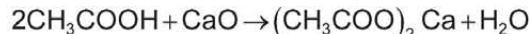
4) + основание



2) + металл

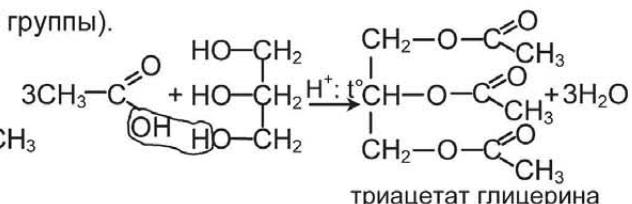
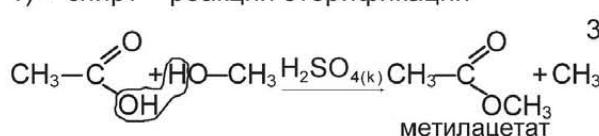


3) + основный оксид

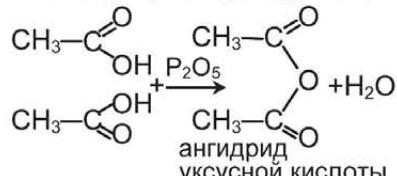


II. С разрывом связи C–O (замещение –OH группы).

1) + спирт – реакции этерификации

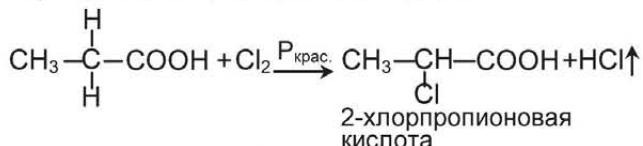


2) межмолекулярная дегидратация



III. С разрывом связей C–H у  $\alpha$ -углеродного атома

1) + галоген – реакция замещения



IV. Для непредельных кислот – реакции присоединения для –R.

	Сложные эфиры	Жиры
Определение	<p>Вещества, образующиеся при взаимодействии органических и кислородсодержащих неорганических кислот со спиртами.</p> $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{R}_2$	<p>Сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами.</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_1 \\   \\ \text{CH}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2 \\   \\ \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_3 \end{array}$
Номенклатура	<p>Название <math>-\text{R}</math> + эфир + название кислоты (в родительном падеже) или кислотного остатка.</p> <p><math>\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3</math> метиловый эфир уксусной кислоты (метилацетат)</p> <p><math>\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_5\text{H}_{11}</math> амиловый эфир муравьиной кислоты (амилформат)</p>	<p>Приставка, указывающая на число замещенных <math>-\text{OH}</math> в глицерине, + название кислоты + -ин.</p> <p><math>\text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_{15}\text{H}_{31}</math> трипальмитин (эфир глицерина и пальмитиновой кислоты)</p>
Физические свойства	<p>Простейшие – бесцветные легокипящие жидкости с фруктовым или цветочными запахами; высшие – воскообразные вещества (воски). В воде все растворяются плохо.</p>	<p>жиры</p> <p>растительные жидкие (масла) образованы непредельными кислотами</p> <p>животные твердые образованы предельными кислотами</p> <p>В воде все не растворяются.</p>

## Сложные эфиры

## Жиры

<p><b>химические свойства</b></p>	<p>1) Гидролиз → спирт + кислота</p> $\text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}} + \text{HOH} \xrightleftharpoons[\text{t}^\circ]{\text{H}^+} \text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \end{array} + 3\text{HOH} \xrightleftharpoons[\text{t}^\circ]{\text{H}^+} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\   \\ \text{CH}-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ <p>2) Щелочной гидролиз → спирт + соль</p> $\text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_15\text{H}_{31}}{\text{C}}} \end{array} + 3\text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\   \\ \text{CH}-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$ <p>3) Реакции присоединения для жиров, содержащих остатки непредельных кислот</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{33}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{33}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{33}}{\text{C}}} \end{array} + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{t}^\circ]{\text{Ni}} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{35}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{35}}{\text{C}}} \\   \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}_{17}\text{H}_{35}}{\text{C}}} \end{array}$
<p><b>Получение</b></p>	<p>В реакциях этерификации (спирт + кислота)</p>
<p><b>Применение</b></p>	<p>Парфюмерия, пищевая промышленность, лекарства, растворители.</p> <p>Получение мыла, из жидких жиров → твердые (маргарин); в живых организмах – энергетическая, защитная, структурная функции.</p>

## Углеводы

Классификация, физические свойства, нахождение в природе, значение – см. стр. 84.

### Моносахариды

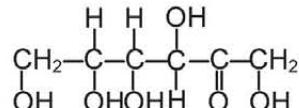
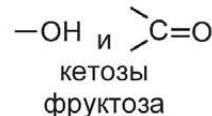
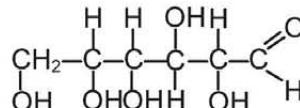
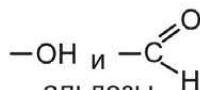
#### Классификация

1) По числу атомов С

пентозы  
рибоза  $C_5H_{10}O_5$

гексозы  
глюкоза  $C_6H_{12}O_6$

2) по наличию функциональных групп



#### Строение молекулы глюкозы

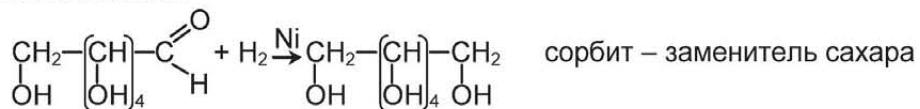


Из-за свободного вращения атомов С вокруг  $\sigma$ -связей и наличия полярных связей  $-\text{O}-\text{H}$  (у 5-го атома С) и  $\text{C}(=\text{O})$ .

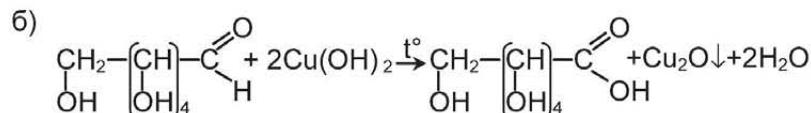
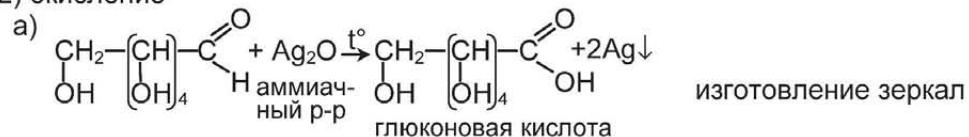
## Химические свойства глюкозы

I. Реакции с участием альдегидной группы.

1) восстановление



2) окисление

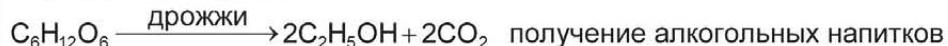


II. Реакции с участием гидроксильных групп

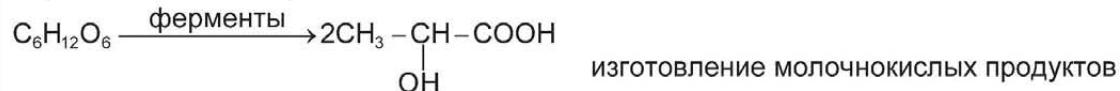
глюкоза + Cu(OH)<sub>2</sub> → глюконат Cu(II) – раствор ярко-синего цвета.

III. Особые свойства глюкозы – реакции брожения.

1) спиртовое брожение

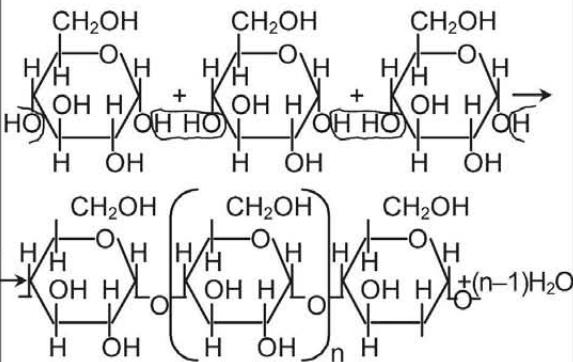
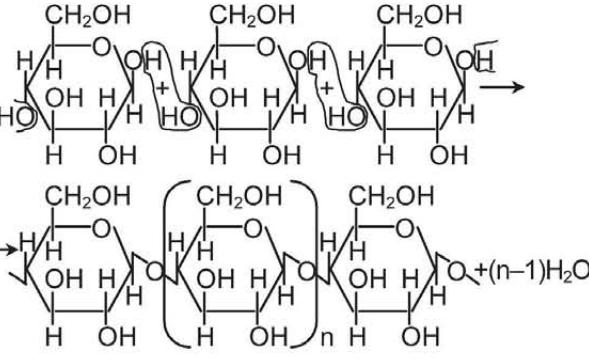


2) молочнокислое брожение



молочная кислота

## Полисахариды

Крахмал	Целлюлоза (клетчатка)
<p>Состав и строение</p> <p>1) макромолекулы состоят из остатков <math>\alpha</math>-глюкозы</p>  <p>2) <math>n</math> – до нескольких тысяч; <math>M_r</math> – до 1 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение (амилоза) и разветвленное (амилопектин).</p> <p>4) макромолекулы имеют компактную форму, водородные связи между ними почти не образуются.</p>	<p>1) макромолекулы состоят из остатков <math>\beta</math>-глюкозы</p>  <p>2) <math>n</math> – до 40 тысяч; <math>M_r</math> – до 20 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение.</p> <p>4) между вытянутыми макромолекулами образуются водородные связи  <math>\Rightarrow</math> волокнистая структура.</p>

		Крахмал	Целлюлоза (клетчатка)
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА		1) гидролиз $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ α-глюкоза В организме ступенчато: крахмал → декстрины → мальтоза → глюкоза	$(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ β-глюкоза В организме человека гидролизу не подвергается (отсутствуют необходимые ферменты)
		2) Реакция этерификации Реакция возможна, но полученные эфиры не имеют практического значения	$\left[ C_6H_7O_2\begin{matrix}   \\ OH \\   \\ OH \end{matrix} \right]_n + 3nHONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[ C_6H_7O_2\begin{matrix}   \\ O-NO_2 \\   \\ O-NO_2 \\   \\ O-NO_2 \end{matrix} \right]_n + 3nH_2O$ тринитроцеллюлоза нитропроизводные целлюлозы – пластмассы, нитролаки, нитрокраски, взрывчатые вещества
		3) + I <sub>2</sub> I <sub>2</sub> + крахмал → синее окрашивание (при t° обесцвечивается, при охлаждении вновь появляется) – качественная реакция на крахмал.	$\left[ C_6H_7O_2\begin{matrix}   \\ OH \\   \\ OH \end{matrix} \right]_n + 3nCH_3COOH \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[ C_6H_7O_2-O-\begin{matrix} \diagup \\ CH_3 \\ \diagdown \end{matrix}\begin{matrix} \diagup \\ O-C=O \\ \diagdown \end{matrix}CH_3 \right]_n + 3nH_2O$ триацетилцеллюлоза – искусственные волокна, лаки, краски.

# Азотсодержащие органические соединения

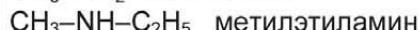
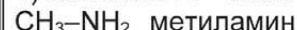
## Амины

### Определение

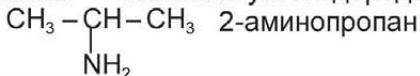
Это производные аммиака ( $\text{NH}_3$ ), в молекуле которого один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы.

### Номенклатура

1) название R + амин

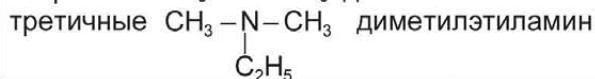
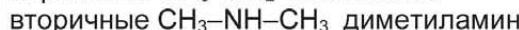
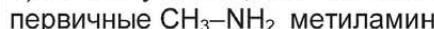


2) амино- + название углеводорода

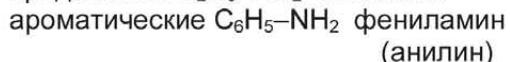
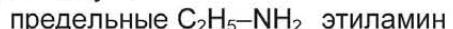


### Классификация

1) по числу замещенных атомов Н

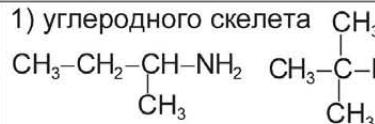


2) по типу –R



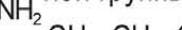
### Изомерия – структурная

1) углеродного скелета

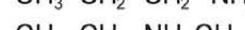
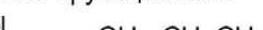


2) положения функциональ-

ной группы



3) между типами аминов

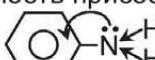


### Строение

Аналогично молекуле аммиака – имеется неподеленная пара  $\bar{\epsilon}$  на атоме N, за счет которой проявляются основные свойства (способность присоединять  $\text{H}^+$ ).

Предельный:  $\text{CH}_3 \rightarrow \ddot{\text{N}}(\text{H})_2$

; ароматический



В предельных R повышает электронную плотность на атоме N, а в ароматических – понижает  $\Rightarrow$  основные свойства у предельных аминов больше, чем у ароматических.

Предельные амины $\text{CH}_3\text{--NH}_2$		Ароматические амины $\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2$	
Физические свойства	Простейшие амины – газы, остальные низшие амины – жидкости. Имеют запах, схожий с запахом аммиака. Хорошо растворяются в воде. Первичные и вторичные амины образуют водородные связи, поэтому имеют высокие $T_{\text{кип.}}$ .		Анилин – бесцветная маслянистая жидкость, малорастворимая в воде, $T_{\text{кип.}} = 184^\circ \text{C}$ .
Химические свойства	<p>I. Основные свойства</p> <p>Проявляются в способности присоединять <math>\text{H}^+</math> за счет неподеленной пары <math>\bar{\epsilon}</math> на атоме N и образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму.</p> <p>1) + кислота</p> $\text{CH}_3\text{--}\overset{\cdot}{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{--NH}_3]^+\text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">хлорид метиламмония</p> $2\text{CH}_3\text{--NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{CH}_3\text{--NH}_3]_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат метиламмония</p> <p>2) + <math>\text{H}_2\text{O}</math></p> $\text{CH}_3\text{--}\overset{\cdot}{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HOH} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{--NH}_3]\text{OH} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{--NH}_3]^+ + \text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">гидроксид метиламмония</p> <p>Раствор <math>\text{CH}_3\text{NH}_2</math> изменяет окраску индикатора</p>	<p>1) + кислота</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{--}\overset{\cdot}{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_3]^+\text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">хлорид фениламмония</p> $2\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_3]_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат фениламмония</p> <p>2) + <math>\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>Практически не идет, так как основные свойства выражены очень слабо (влияние <math>-\text{C}_6\text{H}_5</math> на <math>-\text{NH}_2</math>)</p>	<p>II. Восстановительные свойства</p> <p>1) реакция горения</p> $2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \frac{9}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ <p>III. Ароматические свойства – реакция замещения. <math>-\text{NH}_2</math> – донор электронной плотности <math>\Rightarrow</math> замещение по положениям 2, 4, 6 (аналогично толуолу и фенолу)</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br--C}_6\text{H}_3(\text{NH}_2)\text{Br}_2$ <p style="text-align: right;"><math>\text{Br}</math> 2, 4, 6-триброманилин</p>

# ХИМИЯ

356

Предельные амины $\text{CH}_3\text{—NH}_2$		Ароматические амины $\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$
Получение	Восстановление нитросоединений атомарным H ( $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}$ «в момент выделения») $\text{CH}_3\text{—NO}_2 + 6 [\text{H}] \xrightarrow{\text{Fe+HCl}} \text{CH}_3\text{—NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NO}_2 + 6 [\text{H}] \xrightarrow{\text{Fe+HCl}} \text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ реакция Зинина
Применение	Практического значения не имеет	Получение красителей, лекарств, фотопрояк-тивов, пластмасс, взрывчатых веществ.

# АМИНОКИСЛОТЫ

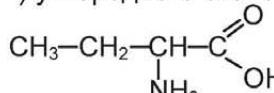
Определение см. стр. 82.

Номенклатура см. стр. 82.

Физические свойства см. стр. 82.

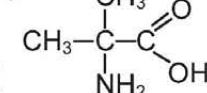
## Изомерия

1) углеродного скелета



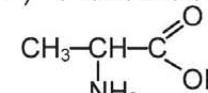
2-аминобута-  
новая кислота

2) положение аминогруппы

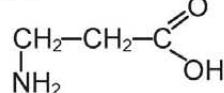


2-амино-  
метилпропановая  
кислота

2) положение аминогруппы



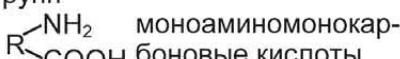
2-аминопропановая  
кислота



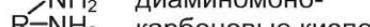
3-амино-  
пропановая кислота

## Классификация

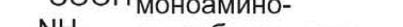
1) по числу функциональных групп



моноаминомонокар-



диаминомоно-



карбоновые кислоты



моноамино-

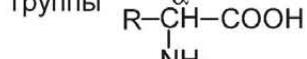


дикарбоновые ки-

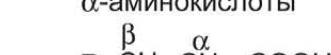


слоты

2) по положению амино-  
группы



$\alpha$ -аминокислоты



$\beta$ -аминокислоты

3) все природные аминокис-  
лоты, участвующие в синте-  
зе белков, делятся на:

заменимые – незаменимые –  
синтезируют- не синтезируются  
ся в организ- в организме  
ме человека человека, посту-  
пают с пищей

## Химические свойства

1)  $\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{COOH}$  – см. стр. 82. 2) образование внутренней соли

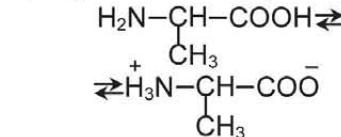
основные свойства кислотные свойства  
(свойства аминов) (свойства карбоно-

+ кислота

вых кислот)

+ щелочь

амфотерные свойства



3) реакции поли-  
конденсации –  
см. стр. 82.

Применение см. стр. 82.

Получение см. стр. 82.

# ХИМИЯ

358

## Белки

### Определение

Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных пептидной связью.

### Классификация

1) по составу		2) по форме молекул	
протеины (простые)	протеиды (сложные)	глобулярные (шаровидные)	фибриллярные (нитевидные)
макромолекулы состоят только из остатков $\alpha$ -аминокислот	кроме остатков $\alpha$ -аминокислот макромолекулы содержат другие группы атомов (ионы металлов; остатки $H_3PO_4$ и т. д.)	растворяются в воде	не растворяются в воде

### Строение молекул

- 1) **первичная структура** – это число и последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи.
- 2) **вторичная структура** – это спираль, которая образуется в результате скручивания полипептидной цепи. Это происходит за счет водородных связей между группами  $>C=O$  и  $>N-H$
- 3) **третичная структура** – пространственная конфигурация спирали – глобула (для большинства белков). Эта структура поддерживается за счет гидрофобных взаимодействий, водородных, дисульфидных, ионных связей.
- 4) **четвертичная структура** – способ совместной укладки нескольких глобул. Есть не у всех белков. Биологическая активность белков определяется третичной и четвертичной структурами.

## **Химические свойства**

- 1) гидролиз → смесь  $\alpha$ -аминокислот. В организме происходит ступенчато.
- 2) денатурация – разрушение четвертичной, третичной и вторичной структур, в результате чего белок сворачивается. Вызывается растворами кислот, щелочей, солей тяжелых металлов, высокой  $t^\circ$ ,  $\gamma$ -лучами.
- 3) цветные (качественные) реакции на белки:
  - а) ксантопротеиновая (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца)  
белок +  $\text{HNO}_{3(k)}$  → желтое окрашивание.
  - б) биуретовая (на пептидные связи)  
белок +  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}_{(k)}$  → сине-фиолетовое окрашивание.
- 4) горение →  $\text{N}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  сопровождается запахом жженых перьев.

**Функции белков в организме** см. стр. 83.

# ХИМИЯ

360

## Нуклеиновые кислоты

Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из моноклеотидов.

	<b>ДНК</b> – дезоксирибонуклеиновые кислоты	<b>РНК</b> – рибонуклеиновые кислоты
Нахождение в организме	Хромосомы клеточного ядра (99%), митохондрии, хлоропласти	Ядрышки, рибосомы, митохондрии, пластиды, цитоплазма
Функции	Хранение и передача генетической информации	Копирование генетической информации; перенос ее к месту синтеза белка; участие в процессе синтеза белка
Состав – полинуклеотид, состоящий из углевод мононуклеотидов, азотистое основание остаток $\text{H}_3\text{PO}_4$	дезоксирибоза ( $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$ ) аденин } пурины гуанин } новые остаток $\text{H}_3\text{PO}_4$	рибоза ( $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ ) аденин } пурины цитозин } новые тимин } диновые остаток $\text{H}_3\text{PO}_4$
Строение	последовательность мононуклеотидов	последовательность мононуклеотидов
первичная структура	двойная спираль, образующаяся за счет водородных связей между комплементарными парами азотистых оснований (такими являются пуриновые и пиримидиновые основания, образующие одинаковое число водородных связей $\text{A}=\text{T}$ , $\text{G}=\text{C}$ )	полинуклеотидная цепь, принимающая различные формы, в т. ч. и спиралеобразные
вторичная структура	пространственная компактная структура – суперспираль	пространственная компактная структура (клубок, палочка)
третичная структура		

ДНК состоит из генов. **Ген** – участок ДНК, в котором содержится информация о строении одного белка. Ген состоит из триплетов. **Триплет** – последовательность трех нуклеотидов, кодирующих одну аминокислоту.

# 11 класс.

# Строение атома

## Этапы в изучении строения атома

1	V в. до н. э. древнегреческие философы – «атом» – неделимый.
2	1889 г. А. Г. Столетов – явление фотоэффекта – испускание металлом $\bar{e}$ под действием света.
3	1895 г. К. Рентген – открытие рентгеновских лучей.
4	1896 г. А. Беккерель – открытие явления радиоактивности $\Rightarrow$ существование $\alpha$ -частиц.
5	1897 г. Дж. Томсон – прохождение тока через газоразрядную трубку – катодные лучи – поток $\bar{e}$ .
6	1897–1903 гг. М. Складовская-Кюри и П. Кюри – изучение явления радиоактивности.
7	1899–1903 гг. Э. Резерфорд – опыты по установлению природы $\alpha$ -, $\beta$ - и $\gamma$ -лучей, образующихся при радиоактивном распаде; 1909–1911 гг. – обнаружение ядер атомов; 1920 г. – открытие протонов.
8	1909 г. Р. Милликен – определение заряда $\bar{e}$ .
9	1913 г. Г. Мозли – установление заряда ядер атомов.
10	1924 г. Л. де Бройль – корпускулярно-волновая двойственность микрочастиц.
11	1932 г. Дж. Чедвик – открытие нейтронов.

## Модели строения атома

1	1902–1904 гг. В. Кельвин и Дж. Томсон: атом состоит из $\oplus$ заряда, равномерно распределенного по всему объему атома, и электронов, колеблющихся внутри этого заряда.
2	1911 г. Э. Резерфорд – планетарная модель: атом состоит из $\oplus$ заряженного ядра, в котором сосредоточена основная часть массы атома, и $\ominus$ заряженных электронов, врачающихся вокруг ядра по замкнутым орбитам; атом в целом электронейтрален.
3	1913 г. Н. Бор – дополнил планетарную модель квантовыми представлениями. Постулаты Бора: <ul style="list-style-type: none"><li>▪ Электрон вращается вокруг ядра по строго определенным (стационарным) орбитам – при движении по ним не излучает энергию;</li><li>▪ Энергия излучается и поглощается при переходе с орбиты на орбиту.</li></ul>

# ХИМИЯ

362

## Современные представления о строении атома

- |   |  |  |  |
|---|--|--|--|
| 1 | Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение $\bar{e}$ – <b>орбиталь</b> .   |  |  |
| 2 | Электроны, движущиеся в орбиталях близкого размера и имеющие близкие значения энергии, образуют один <b>энергетический уровень</b> .                         |  |  |
| 3 | Размер эл. орбитали зависит от <b>главного квантового числа (<math>n</math>)</b> , которое соответствует $N$ периода в периодической системе.                |  |  |
| 4 | Уровни расщепляются на подуровни, характеризующиеся <b>побочным квантовым числом (<math>l</math>)</b> , которое определяет форму орбитали $l = 0$ до $(n-1)$ |  |  |

Значения $n$	Уровень	Значения $l$	Подуровень
1	1	0	$s$
2	2	0; 1	$s; p$
3	3	0; 1; 2	$s; p; d$
4	4	0; 1; 2; 3	$s; p; d; f$

- |   |   |   |  |
|---|---|---|--|
| 5 | Подуровень состоит из орбиталей, характеризующихся <b>магнитным квантовым числом (<math>m</math>)</b> . $m =$ от $-l$ до $+l$ . $m$ указывает на число возможных ориентаций орбиталей |   |  |
|   | $l = 0 \Rightarrow m = 0 \Rightarrow s \square$   | $l = 2 \Rightarrow m = -2; -1; 0; +1; +2 \Rightarrow d \square\square\square\square\square$                       |  |
|   | $l = 1 \Rightarrow m = -1; 0; +1 \Rightarrow p \square\square\square$   | $l = 3 \Rightarrow m = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3 \Rightarrow f \square\square\square\square\square\square\square$ |  |
| 6 | Электрон имеет собственный магнитный момент – спин, характеризующийся <b>спиновым квантовым числом (<math>m_s</math>)</b> . $m_s = -\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$                     |   |  |

### Порядок заполнения орбиталей электронами

1    2    3    4    5    6    7  
1s / 2s; 2p / 3s; 3p / 4s; 3d; 4p / 5s; 4d; 5p / 6s; 4f; 5d; 6p / 7s; 5f; 6d; 7p /

1. **Принцип минимума энергии**
2. **Принцип Паули:** в атоме не может быть 2-х  $\bar{e}$  с 4-мя одинаковыми квантовыми числами.
3. **Правило Гунда:** суммарное спиновое число  $\bar{e}$  – максимально.
4. **Правило Клечковского:**  $n + l$  – наименьшая; при одинаковой сумме в первую очередь состояния с меньшим  $n$ .

## Периодический закон

### Доменделеевские классификации элементов

<b>Берцелиус</b>	Разделил элементы на металлы и неметаллы. Определил соответствие: металл – основной оксид – основание; неметалл – кислотный оксид – кислота.
<b>Доберейнер</b> (1816 г.)	Составил триады из сходных по свойствам элементов. Аг среднего равна среднему арифметическому 2-х крайних. Указал на связь Аг со свойствами элементов.
<b>Шанкуртуа</b> (1862 г.)	Расположил элементы по спирали, образующей цилиндр, по увеличению их Аг. При этом наблюдал сходство в свойствах элементов, расположенных на одной вертикали, т. е. периодичность в свойствах элементов.
<b>Майер</b> (1864 г.)	Составил таблицу химических элементов, в которой они были разбиты на группы в соответствии с их валентностью и по увеличению Аг. Объединил элементы в естественные семейства.
<b>Ньюлендс</b> (1865 г.)	Составил октавы элементов, т. е. обнаружил повторяемость в свойствах каждого 8-го элемента.



### Периодический закон (1 марта 1869 г.)

В основу классификации Д. И. Менделеев положил атомную массу и свойства элементов. Свойства химических элементов и образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс. Современная формулировка: Свойства химических элементов и образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер. Изменение формулировки связано с открытием Г. Мозли – порядковый номер элемента численно равен заряду ядра его атома.



### Значение периодического закона

- 1 Устанавливает взаимосвязь между элементами.
- 2 Объясняет повторяемость свойств элементов и их соединений.
- 3 Способствовал развитию теории строения атома.
- 4 Позволил предсказать и описать свойства, а также пути открытия еще неизвестных элементов; исправить и уточнить валентности и массы некоторых элементов.

# ХИМИЯ

364

## Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева – графическое изображение периодического закона.

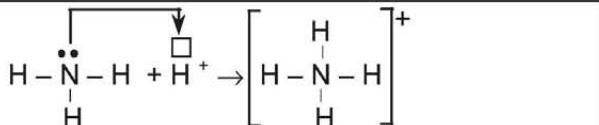
<b>Периодическая система и строение атома</b>	<b>Закономерности в периодической системе</b>
<p>1. <b>Порядковый номер элемента</b> = заряду ядра его атома и количеству <math>\bar{e}</math></p> <p>2. <b>Номер периода</b> = количеству энергетических уровней в атоме элемента.</p> <p>3. <b>Номер группы</b> = максимальной степени окисления (числу валентных <math>\bar{e}</math>).</p> <p>4. <b>В периоде</b> →</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</li> <li>б) увеличивается число <math>\bar{e}</math> на внешнем уровне;</li> <li>в) число энергетических уровней постоянно,</li> </ul> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов уменьшаются (притяжение внешних <math>\bar{e}</math> к ядру усиливается).</p> <p>5. <b>В главной подгруппе</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</li> <li>б) число <math>\bar{e}</math> на внешнем уровне постоянно;</li> <li>в) увеличивается число энергетических уровней,</li> </ul> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов увеличиваются (притяжение внешних <math>\bar{e}</math> к ядру ослабевает).</p> <p>6. <b>Периодичность объясняется</b> повторяемостью в заполнении <math>\bar{e}</math> энергетических уровней.</p>	<p><b>В периоде</b> из-за уменьшения <math>R_{\text{ат.}}</math>:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ ослабеваются, а неметаллические – усиливаются.</li> <li>2. Характер оксидов и гидроксидов элементов меняется основный → амфотерный → кислотный.</li> <li>3. В больших периодах свойства меняются медленнее, т. к. идет заполнение <math>\bar{e}</math> одного из предвнешних уровней, что мало влияет на <math>R_{\text{ат.}}</math>.</li> </ol> <p><b>В главных подгруппах</b> из-за увеличения <math>R_{\text{ат.}}</math>:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ усиливаются, а неметаллических – ослабеваются.</li> <li>2. Основный характер оксидов и гидроксидов усиливается, кислотный – ослабевает.</li> </ol> <p><b>По диагонали</b> уменьшение <math>R_{\text{ат.}}</math> в периоде примерно компенсируется увеличением <math>R_{\text{ат.}}</math> в подгруппе:</p> <p>элементы, расположенные на одной диагонали, образуют сходные по свойствам соединения: Li → Mg; Be → Al</p> <p><b>Звездность периодической системы</b></p> <p>Свойства центрального элемента являются средними из свойств элементов, окружающих его.</p>

**Химическая связь** – такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.

## **ионная связь** (см. стр. 9)

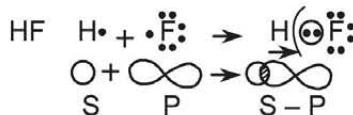
образуется за счет

- ковалентная связь
  - металлическая связь (см. стр. 9)
  - водородная связь



одна частица предоставляет пару  $\bar{e}$ , а другая – свободную орбиталь. Донорно-акцепторный

перекрывание эл. орбиталей 2-х  $\ell$  с антипараллельными спинами. Обменный



по механизму образования общих  $\bar{e}$  пар

## классификация

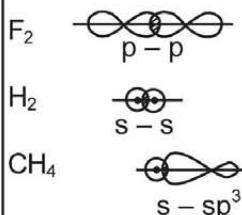
**ковалентная связь** – связь, образованная за счет общих  $\sigma$  пар

по способу перекрытия эл. орбиталей

по кратности (числу общих эл. пар)

по степени смещенности общих эл. пар

$\sigma$ -связь – перекрытие эл. облаков вдоль линии связи

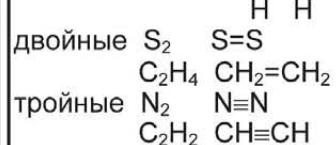


$\pi$ -связь —  
перекрыва-  
ние эл. об-  
лаков по  
разные сто-  
роны ли-  
ний связи  
 $\text{CH}_2=\text{CH}_2$



одинарные  $\text{Cl}_2$   $\text{Cl}-\text{Cl}$

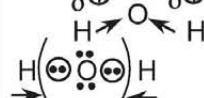
$$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ | & | \\ \text{C}_2\text{H}_6 & \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{H} \end{array}$$



ковалентная не-  
полярная связь –  
общие  $\ddot{\text{e}}$  пары не  
смещаются, т. е.  
у атомов элект-



ковалентная полярная связь – общие  $\delta$  пары смещены к атому с большей электроотрицательностью  $s\oplus \delta\ominus s\oplus$



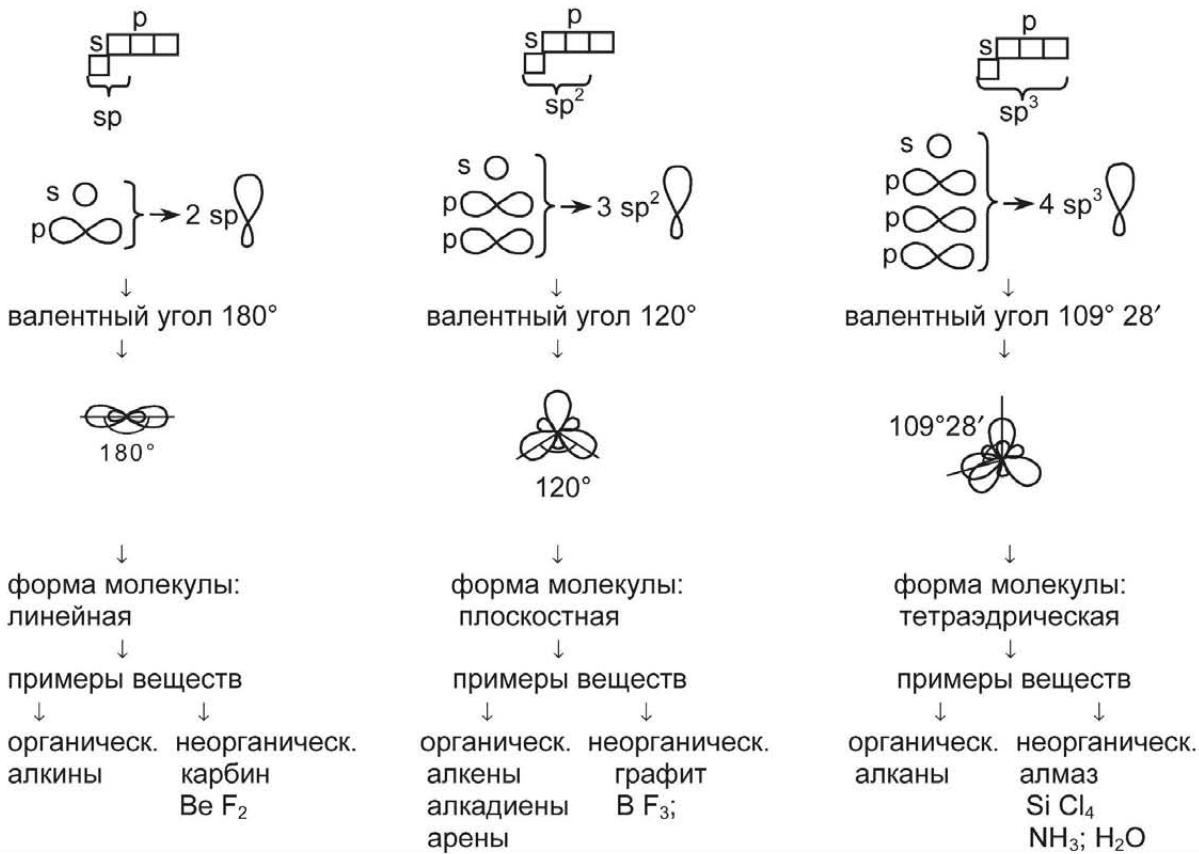
# ХИМИЯ

366



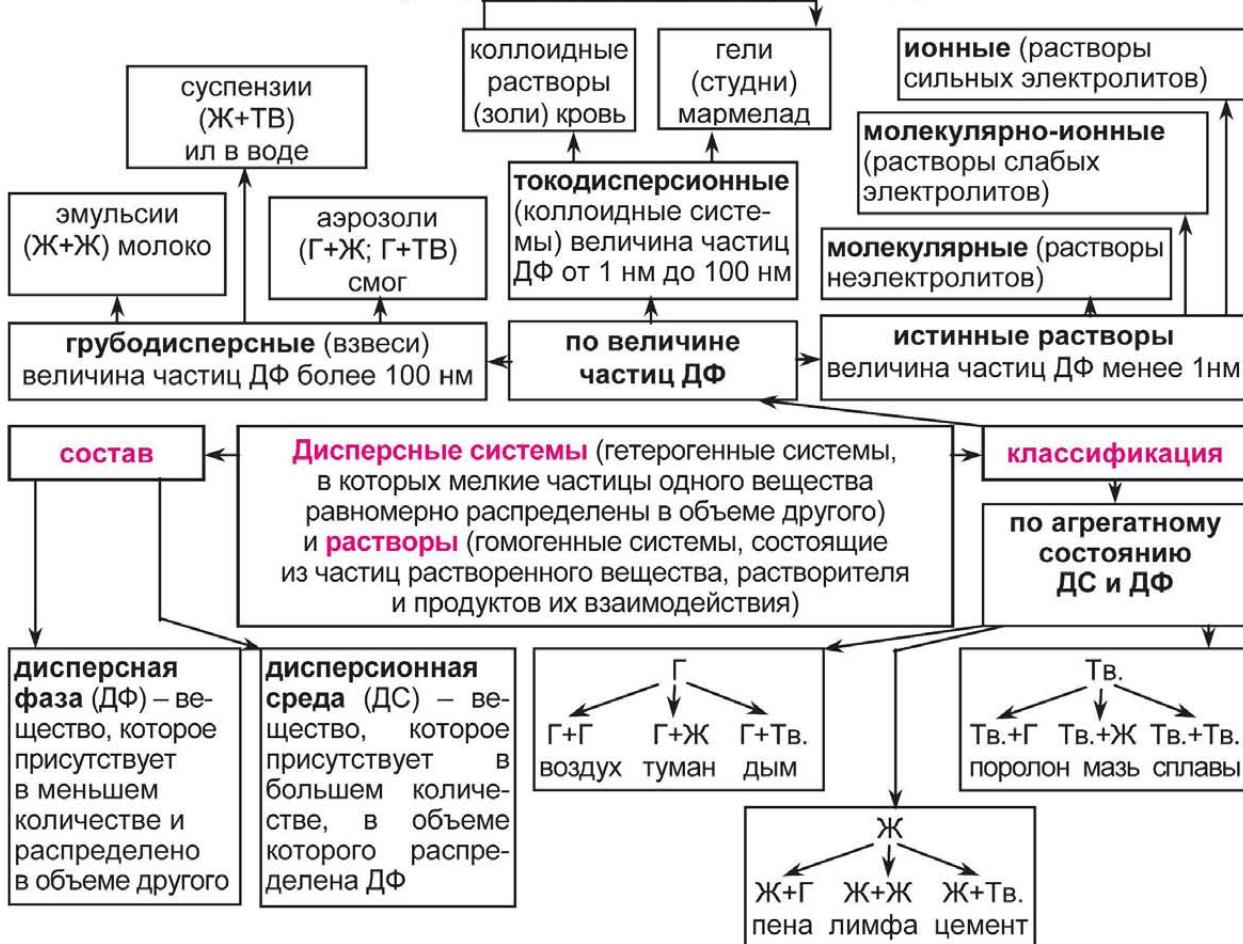
## Гибридизация электронных орбиталей и геометрия молекул

**Гибридизация** – процесс выравнивания эл. орбиталей по форме и энергии.



ХИМИЯ

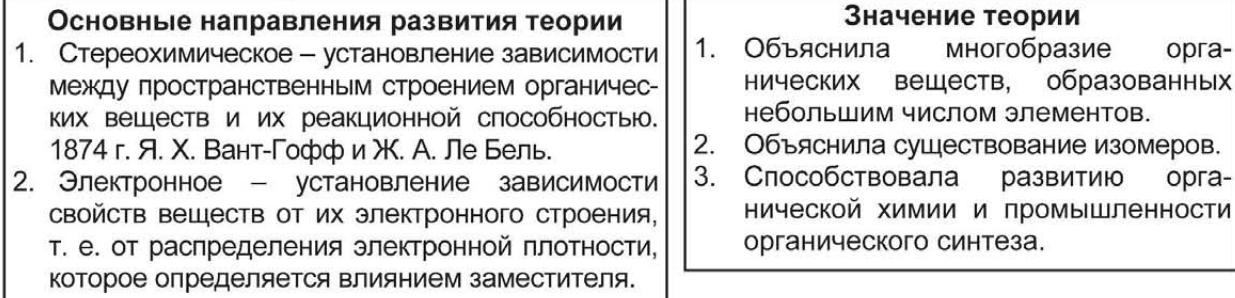
**коагуляция** – слипание коллоидных частиц



## Предпосылки создания теории

- I. Доструктурные теории:
  1. Электрохимическая теория Й. Берцелиуса – любое органическое вещество состоит из  $\oplus$  и  $\ominus$  заряженных частей. При химических реакциях  $\oplus$  заряженный фрагмент молекулы замещается на  $\oplus$  частицу и наоборот.
  2. Теория радикалов Ю. Либиха – органические вещества состоят из неизменяемой и изменяемой в химических реакциях частей. Изменяемая (радикал) переходит из одного вещества в другое.
  3. Теория типов Ш. Жерара – все органические вещества делятся на “типы”, происходящие от простейших неорганических ( $H_2$ ,  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ).
- II. Э. Франкланд, А. Кекуле – работы о валентности.
- III. Ф. Велер, А. Кольбе, М. Бертло, А. М. Бутлеров – синтез органических веществ в лабораторных условиях.
- IV. Съезд химиков в г. Карлсруэ (1860 г.).

Теория химического строения  
органических веществ  
А. М. Бутлерова  
1861 г.

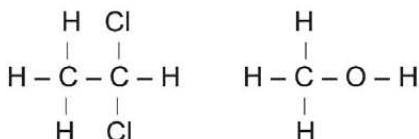


# ХИМИЯ

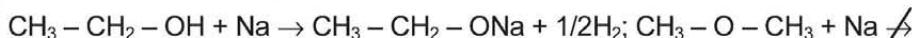
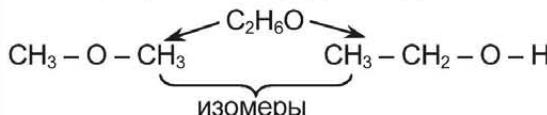
370

## Основные положения теории А. М. Бутлерова

1. Атомы в молекулах соединяются согласно их валентности. Углерод во всех органических соединениях четырехвалентен.



2. Свойства органических веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, т. е. от химического строения.



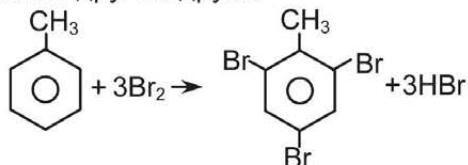
3. Атомы и группы атомов в молекулах взаимно влияют друг на друга.

В молекуле толуола  $\text{CH}_3$  – повышает

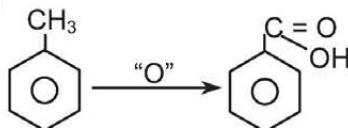
эл. плотность в положениях

2, 4, 6 бензольного кольца  $\Rightarrow$

реакции замещения идут по 3 положениям.



А  $\text{C}_6\text{H}_5$  – оттягивает эл. плотность от  $-\text{CH}_3$ , увеличивая полярность связей C – H, что делает возможной реакцию окисления



4. По свойствам веществ можно определить их строение и наоборот.

## Изомерия органических веществ

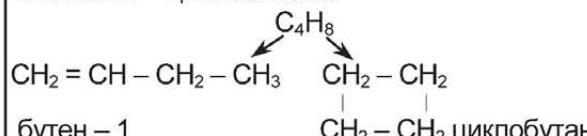
**Изомеры** – это вещества, которые имеют одинаковый состав, но разное строение молекул и различные свойства.

**Изомерия** – явление существования изомеров.

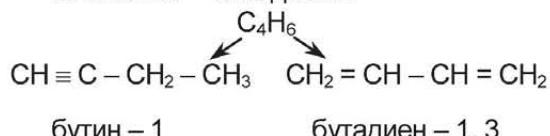
**Структурная изомерия** – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

## Межклассовая

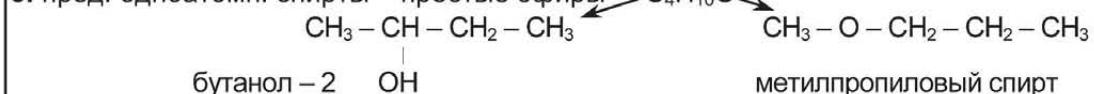
- ## 1. алкены – циклоалканы



- ## 2. алкины – алкадиены

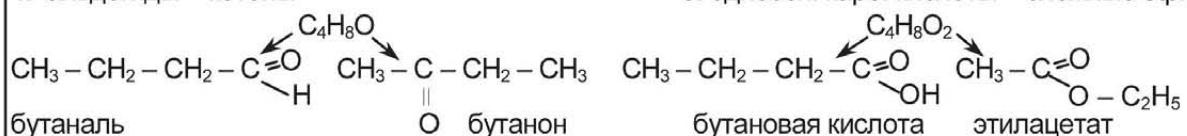


- ### 3. пред. одноатомн. спирты – простые эфиры



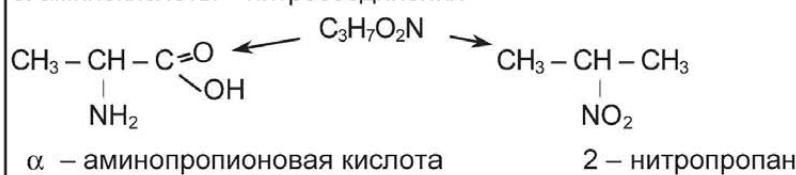
- $$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$

- #### 4. альдегиды – кетоны



- ## 5. одноосн. карб. кислоты – сложные эфиры

- ## **6. аминокислоты – нитросоединения**



# ХИМИЯ

372

**Структурная изомерия** – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

### Изомерия углеродного скелета

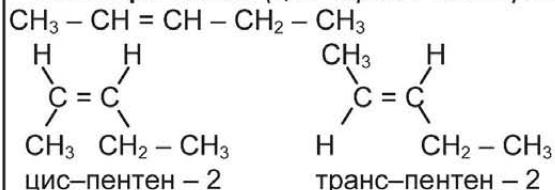


### Изомерия положения



**Пространственная изомерия** (стереоизомерия) – обусловлена различным расположением атомов и групп атомов в пространстве

### Геометрическая (цис–транс–изомерия)



### Оптическая (при наличии ассиметрического атома углерода)



# Полимеры

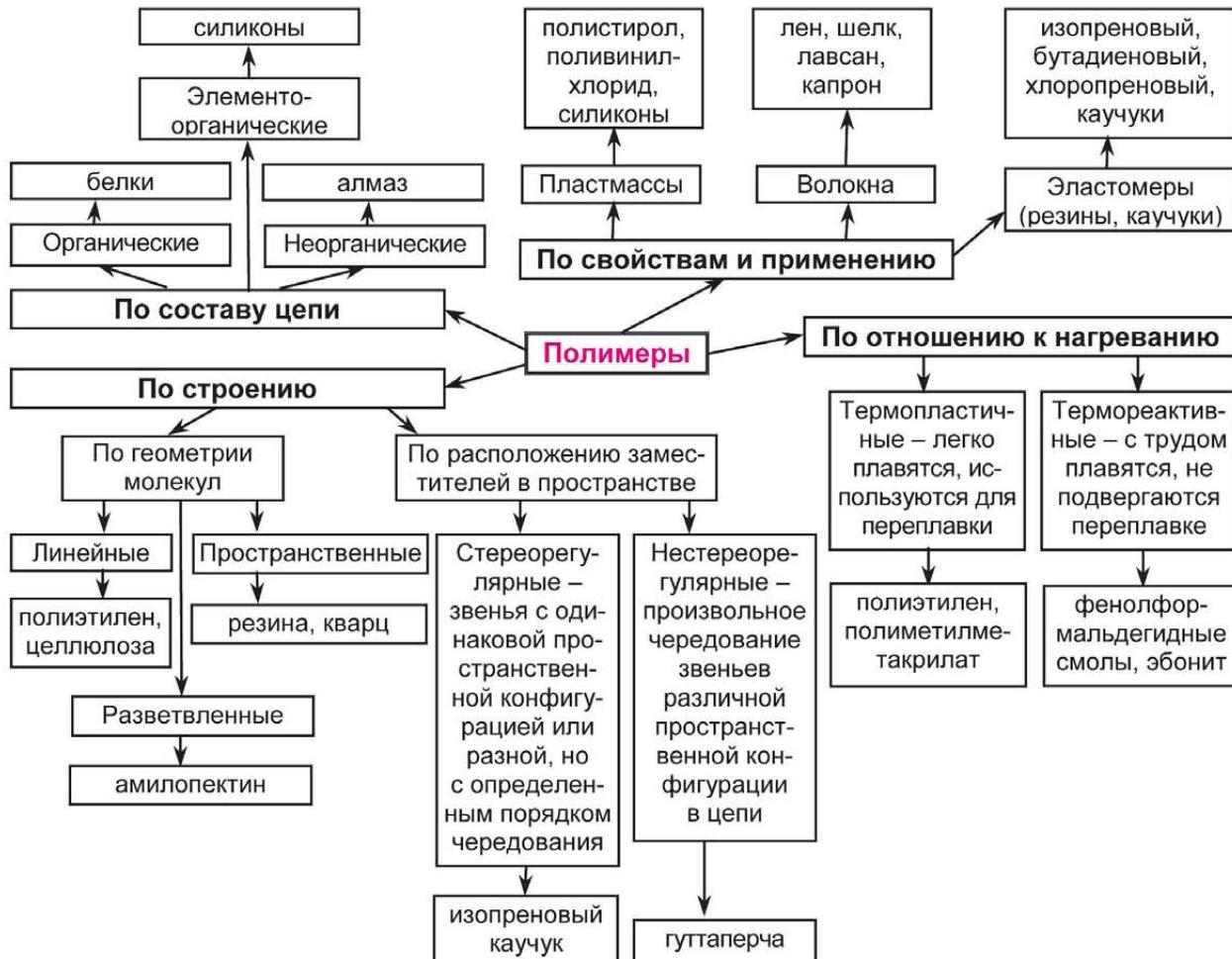
**Полимеры (ВМС)** – вещества с очень большой молекулярной массой, молекулы которых содержат повторяющиеся группировки атомов.

структурное звено – повторяющаяся группа атомов  
 $n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 \longrightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$  степень полимеризации – число, показывающее количество элементарных звеньев в макромолекуле полимера.  
мономер – низкомолекулярное вещество, из которого образуется полимер.



# ХИМИЯ

374

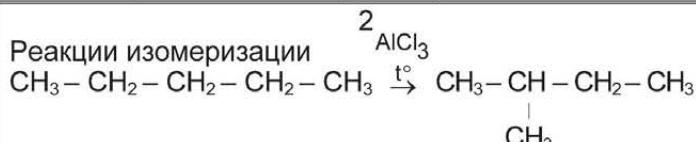
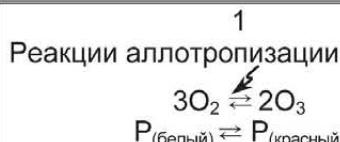


# Классификация химических реакций

(определения см. стр. 16)

## I. По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

без изменения состава (изменяется строение)



## С изменением состава

реакция соединения	реакция разложения	реакция обмена	реакция замещения
<p>1</p> $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ <p>2</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2 - \overset{ }{\text{CH}}_2 - \text{CH}_2 - \overset{ }{\text{Br}}$ $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3 - \overset{ }{\text{CH}}_2 - \text{CH}_2 - \text{Br}$	<p>1</p> $2\text{HgO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2</p> $\text{CH}_3 - \overset{\text{t}^\circ; \text{Cr}_2\text{O}_3}{\text{CH}_3} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$ $\text{CH}_3 - \overset{\text{t}^\circ; \text{H}_2\text{SO}_4}{\text{CH}_2\text{OH}} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>1</p> <p>для электролитов – связывание ионов</p> $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>1</p> $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>2</p> $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{OH} + \text{KOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$	<p>1</p> $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ <p>2</p> $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ <p>1</p> $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{hv}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} \uparrow$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \frac{1}{2}\text{H}_2$ <p>1</p> $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{FeBr}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$

# ХИМИЯ

376

## II. По изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества

без изменения степеней окисления (неокислительно-восстановительные)	с изменением степеней окисления (окислительно-восстановительные)
1 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$	$2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}_2} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}_3}$ $\overset{0}{\text{Fe}} - 3\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$ $\overset{0}{\text{Cl}_2} + 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{-1}{\text{Cl}}$ $2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+5}{\text{NO}_3} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+3}{\text{NO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2}$ $\overset{+5}{\text{N}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}}$ $\overset{-2}{\text{O}_2} - 4\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$
2 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\overset{-2}{\text{CH}_3}\overset{+1}{\text{OH}} + \overset{+1}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{+2}{\text{H}}\overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{O}} + \overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$ $\overset{-2}{\text{C}} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{C}}$ $\overset{+2}{\text{Cu}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{O}} + \overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{\text{Ni}; \text{t}^\circ} \overset{+1}{\text{CH}_3}\overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{OH}}$ $\overset{0}{\text{C}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}}$ $\overset{0}{\text{H}_2} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}$

### III. По тепловому эффекту

экзотермические (+Q)	эндотермические (-Q)
$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3; \quad \text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$  $\begin{array}{c} 1 \\ \text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ 2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} 1 \\ \text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}; \quad \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$  $\begin{array}{c} 2 \\ 2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2; \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{CH}_3 - \text{CH}_3 \end{array}$
<p>В ходе химических реакций происходит разрыв одних связей и образование других <math>\Rightarrow</math> происходит выделение или поглощение энергии.</p> <p style="text-align: center;"><math>\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г}) + 92 \text{ кДж}</math> – термохимическое уравнение</p> <p style="text-align: center;">← тепловой эффект химической реакции</p>	

### IV. По агрегатному состоянию реагирующих веществ

гетерогенные	гомогенные
$\begin{array}{c} 1 \\ \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} + \text{Zn}_{(\tau)} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(\text{р-р})} + \text{H}_2 \uparrow \\ 2\text{Al}_{(\tau)} + 6\text{HCl}_{(\text{р-р})} \rightarrow 2\text{AlCl}_{3(\text{р-р})} + 3\text{H}_2 \uparrow \end{array}$  $\begin{array}{c} 2 \\ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + \text{Na}_{(\tau)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2 \uparrow \\ \text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})} + \frac{15}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 6\text{CO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \end{array}$	$\begin{array}{c} 1 \\ \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{г})} \\ \text{NaOH}_{(\text{р-р})} + \text{HCl}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \end{array}$  $\begin{array}{c} 2 \\ \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \\ \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{р-р})} + \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{р-р})} \rightleftharpoons \\ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_{3(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \end{array}$

# ХИМИЯ

378

## V. По участию катализатора

некаталитические	катализитические
1 $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}$ $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$  2 $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} \uparrow$ $2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$	1 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  2 $3\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Сакт.}} \text{C}_6\text{H}_6$ $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

## VI. По направлению

необратимые	обратимые
1 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  2 $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{Cl}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CH}_3 - \text{C}(=\text{O})\text{H} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	1 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$  2 $\text{HCOOH} + \text{HOCH}_3 \rightleftharpoons \text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OOH} + \text{NaOH}$

Скорость химических реакций

Обратимость химических реакций

Электролитическая диссоциация

– см. стр. 17–18, 19, 22–23.

## Гидролиз

**Гидролиз** – реакция обмена между каким-либо веществом и водой, в результате которой образуется слабый электролит.

неорганических веществ	органических веществ
<p><b>I. Солей</b></p> <p>1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой  <math>\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-</math>;          накапливаются <math>\text{OH}^- \Rightarrow</math> среда щелочная  <math>2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^- + 2\text{K}^+</math>;  <math>\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{KHSO}_3 + \text{KOH}</math>          анион связывается; образуется кислая соль и щелочь.</p> <p>2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой  <math>\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+</math>;          накапливаются <math>\text{H}^+ \Rightarrow</math> среда кислая  <math>\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ + 3\text{Cl}^-</math>;  <math>\text{AlCl}_3 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}</math>          катион связывается; образуется основная соль и кислота.</p> <p>3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой  <math>\text{Fe}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow</math>          связываются и анион, и катион. Гидролиз необратим, если хотя бы один из продуктов удаляется из сферы реакции.</p>	<p><b>I. Галогеналканы</b> <math>\xrightarrow[\text{t}^\circ]{\text{спирт + галогеноводород}}</math>  <math>\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{HCl}</math></p> <p><b>II. Сложные эфиры</b> (в том числе жиры) <math>\rightarrow</math> спирт + кислота</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} - \text{CH}_3 \end{array} + \text{HOH} \xrightleftharpoons[\text{H}^+; \text{t}^\circ]{\quad} \\ \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{OH} + \text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \end{array}$ <p><b>III. Полисахариды</b> <math>\rightarrow</math> моносахариды  <math>(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + (\text{n}-1)\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{H}^+; \text{t}^\circ]{\quad} \text{nC}_6\text{H}_{12}\text{O}_6</math></p> <p><b>IV. Белки</b> <math>\rightarrow \alpha</math>-аминокислоты</p> $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\    \quad    \\ \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} - \text{N} - \text{CH} - \text{C} - \text{N} - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\   \quad   \quad   \\ \text{R}_1 \quad \text{R}_2 \quad \text{R}_3 \end{array} + (\text{n}-1)\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \\    \quad    \quad    \\ \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} - \text{OH} + \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} - \text{OH} + \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} - \text{OH}^+ \\   \quad   \quad   \\ \text{R}_1 \quad \text{R}_2 \quad \text{R}_3 \\ + \dots \end{array}$

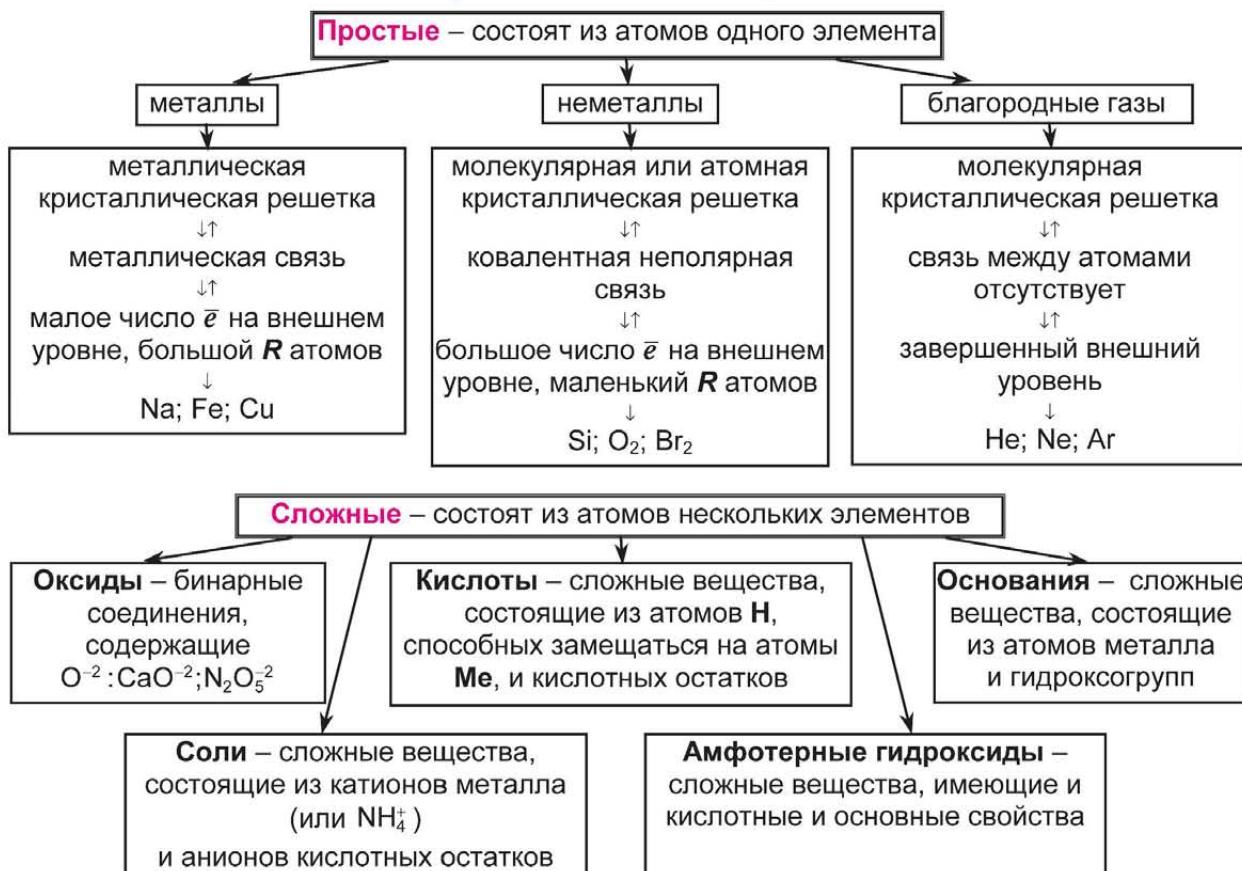
# ХИМИЯ

380

неорганических веществ	органических веществ
<p>4. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой – гидролизу не подвергается, т. к. не происходит связывания ионов.</p> <p><b>II. Карбидов металлов</b></p> $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al(OH)}_3 \downarrow + 3\text{CH}_4 \uparrow$ <p><b>III. Галогенидов неметаллов</b></p> $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$	<p><b>V. Нуклеиновые кислоты</b> → нуклеотиды → азотистые основания + пентоза + <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math></p>

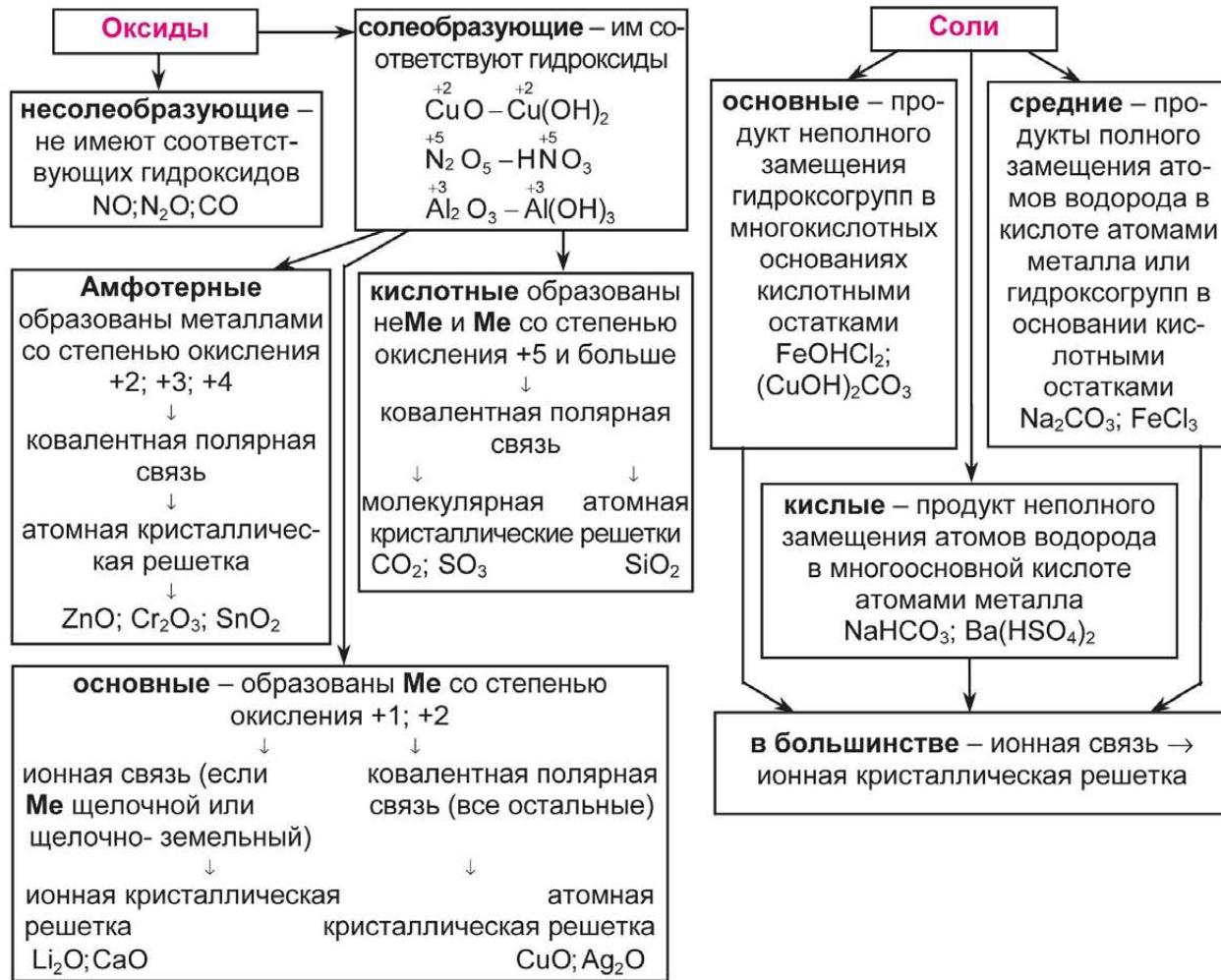
# Классификация веществ

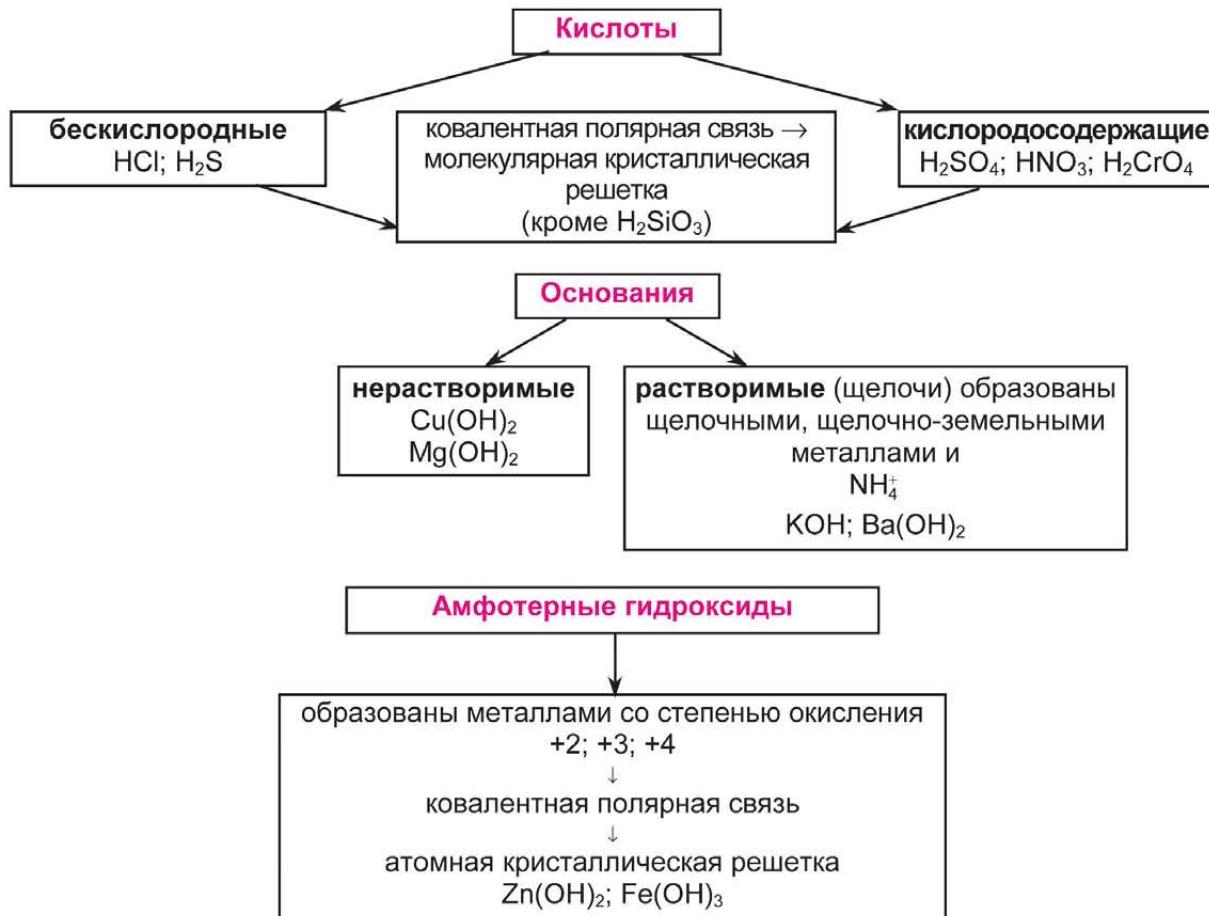
## Неорганические вещества



# ХИМИЯ

382



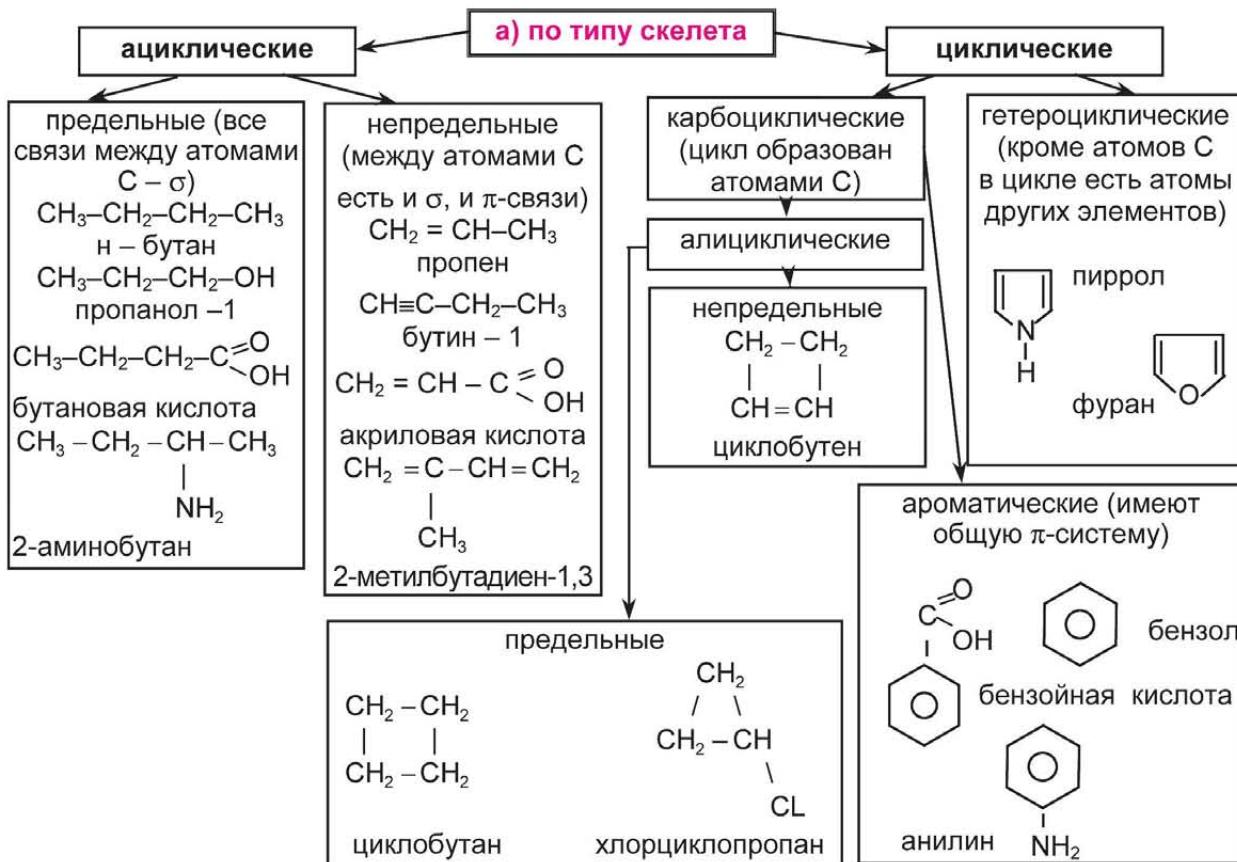


# ХИМИЯ

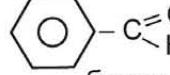
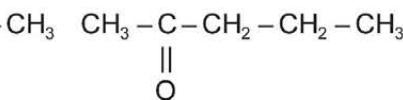
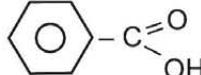
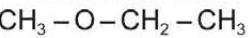
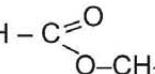
384

## Классификация веществ

### Органические вещества



**б) по наличию функциональных групп**

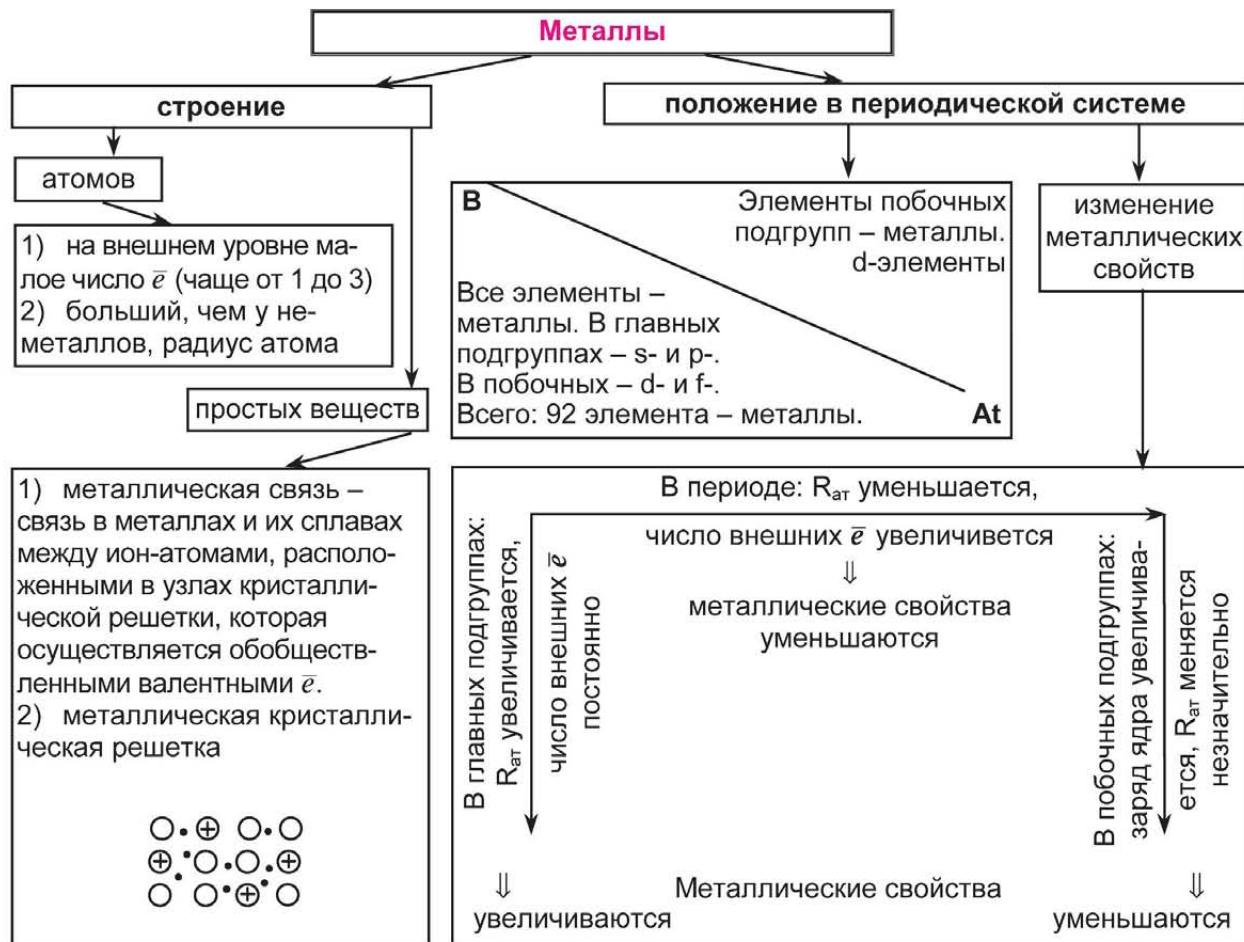
класс веществ	функциональная группа	общая формула	примеры
I галогенопроизводные			
галогеналкилы	$- \Gamma$ (F, Cl, Br)	R- $\Gamma$	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> Cl -1-хлорпропан
кислородосодержащие			
спирты	$- \text{OH}$	R-(OH) <sub>n</sub>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -OH этанол CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub>     OH OH
фенолы	$- \text{OH}$	Ar-OH	 фенол
альдегиды	$- \text{C} \begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{matrix}$	R-C=O H	CH <sub>3</sub> -C=O H этаналь  бензальдегид
кетоны	$- \text{C} = \text{O}$	R <sub>1</sub> -C-R <sub>2</sub>    O	CH <sub>3</sub> -C-CH <sub>3</sub> пропанон  пентанон-2
карбоновые кислоты	$- \text{C} \begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	R-C=O OH	CH <sub>3</sub> -C=O OH уксусная кислота 
простые эфиры	$- \text{O} -$	R <sub>1</sub> -O-R <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub> диметиловый  метилэтиловый эфиры
сложные эфиры	$- \text{C} \begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O-} \end{matrix}$	R <sub>1</sub> -C=O O-R <sub>2</sub>	H-C=O O-CH <sub>3</sub> метиловый эфир  муравьиной кислоты

# ХИМИЯ

386

## б) по наличию функциональных групп

класс веществ	функциональная группа	общая формула	примеры
азотосодержащие			
амины	– NH <sub>2</sub>	R – NH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> – NH <sub>2</sub> метиламин  – NH <sub>2</sub> фениламин
нитросоединения	– NO <sub>2</sub>	R – NO <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> – NO <sub>2</sub> нитрометан  – NO <sub>2</sub> нитробензол
аминокислоты	– NH <sub>2</sub> – COOH	R – CH – COOH   NH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> – CH – COOH   NH <sub>2</sub> $\alpha$ –аминопропановая кислота (аланин)



# ХИМИЯ

388

## Металлы



## Химические свойства металлов

### С простыми веществами – неметаллами

$O_2$

1) Образуются основные и амфотерные оксиды:

$$4Li + O_2 \xrightarrow{t^o} 2Li_2O$$
$$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2Al_2O_3$$
$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t^o} 2CuO$$

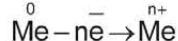
2) щелочные металлы (кроме Li) образуют пероксиды:

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

3) Fe особым образом:

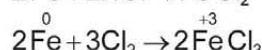
$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4$$

### Только восстановители



(не бывает отрицательных степеней окисления!)

Металлы с переменной степенью окисления: со слабым окислителем – более низкая степень окисления, с сильным – более высокая:

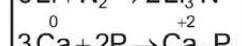
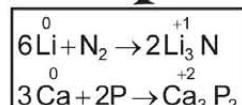
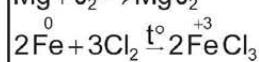
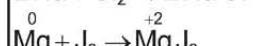
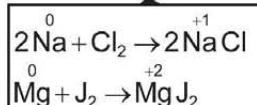
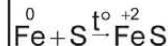
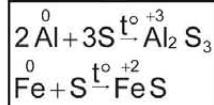


+ S

+ Гал<sub>2</sub>

+ N<sub>2</sub>; + P

+ H<sub>2</sub>



только щелочные и щелочно-земельные:

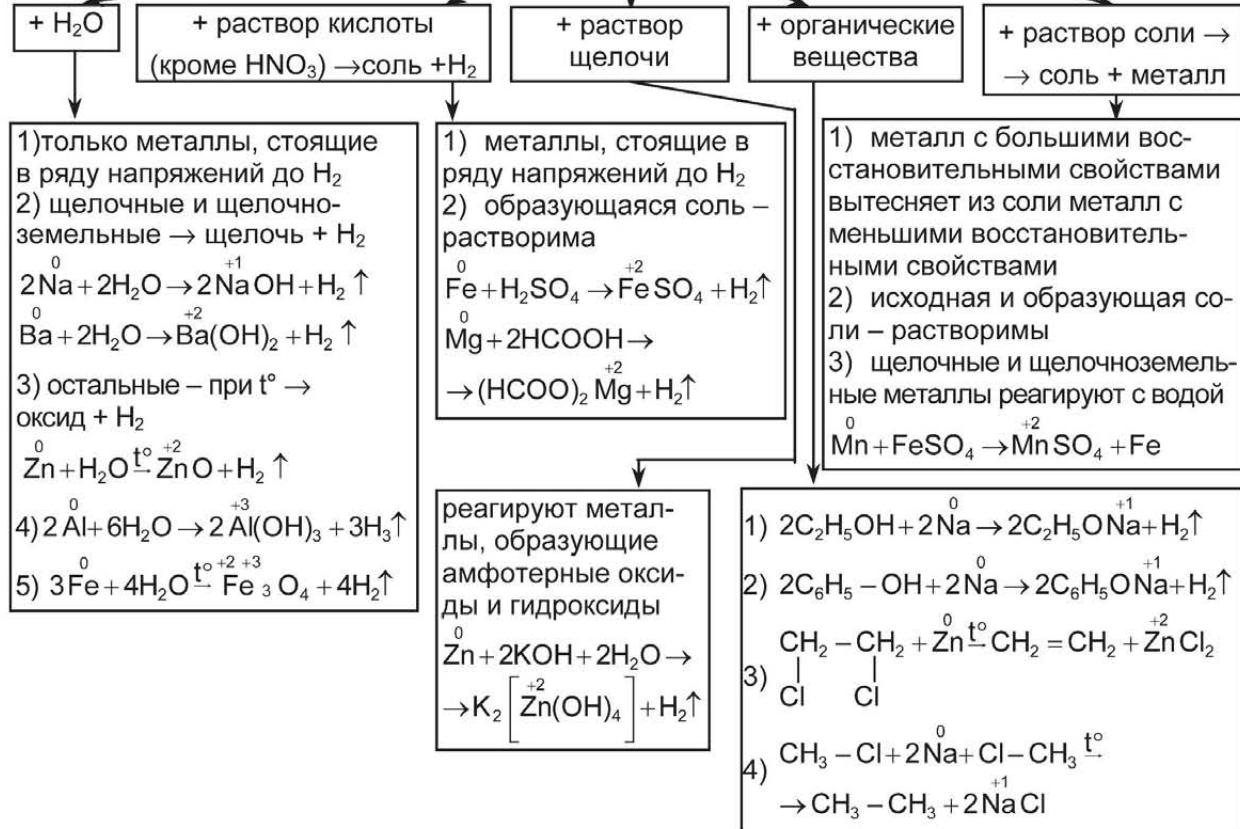
$$2Na + H_2 \xrightarrow{t^o} 2NaH$$
$$Ca + H_2 \xrightarrow{t^o} CaH_2$$

# ХИМИЯ

390

## Химические свойства металлов

### Со сложными веществами



Коррозия металлов; нахождение металлов в природе; общие способы получения – см. стр. 41–42, 40.



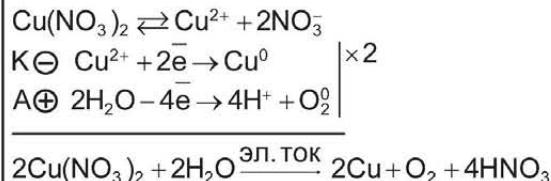
# ХИМИЯ

392

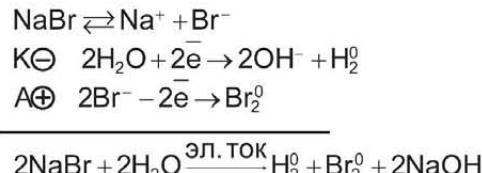
**Электролиз водных растворов  
солей  
(с инертным анодом)**

Примеры

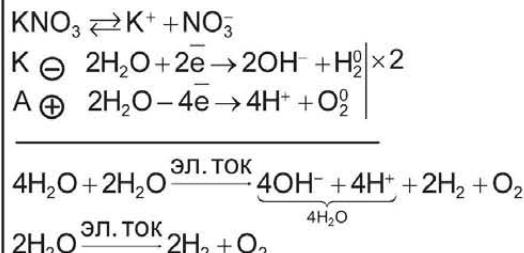
1



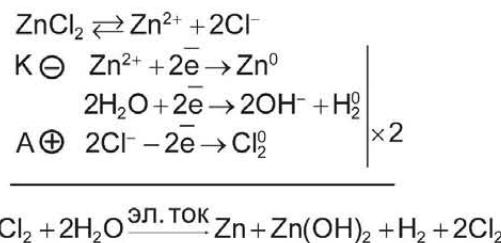
2



3



4

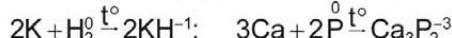
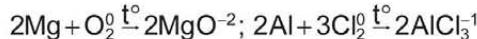


# Неметаллы

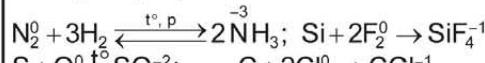
Положение в периодической системе; строение атомов и простых веществ, физические свойства – см. стр. 47.

**Химические свойства** неметаллов – окислительно-восстановительная двойственность

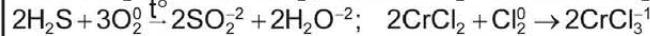
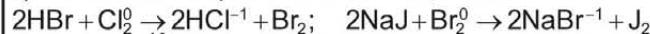
## Окислительные свойства



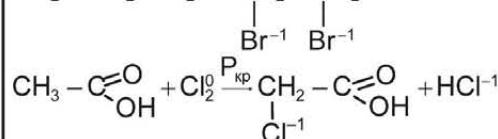
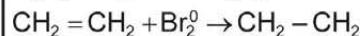
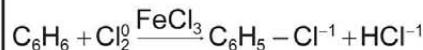
2) +неметалл, образованный элементом с меньшей электроотрицательностью



3) +сложное неорганическое вещество

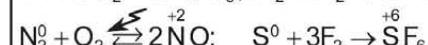


4) +органическое вещество

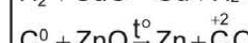
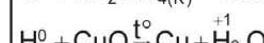
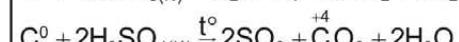
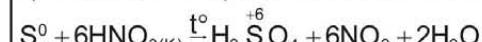


## Восстановительные свойства

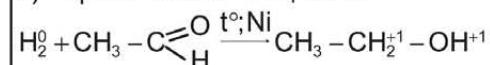
1) +неметалл, образованный элементом с большей электроотрицательностью



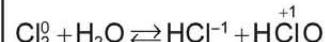
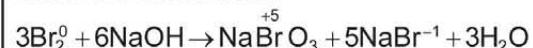
2) +сложные неорганическое вещество



3) +органическое вещество



Реакции самоокисления –  
самовосстановления



# ХИМИЯ

394

## Соединения неметаллов

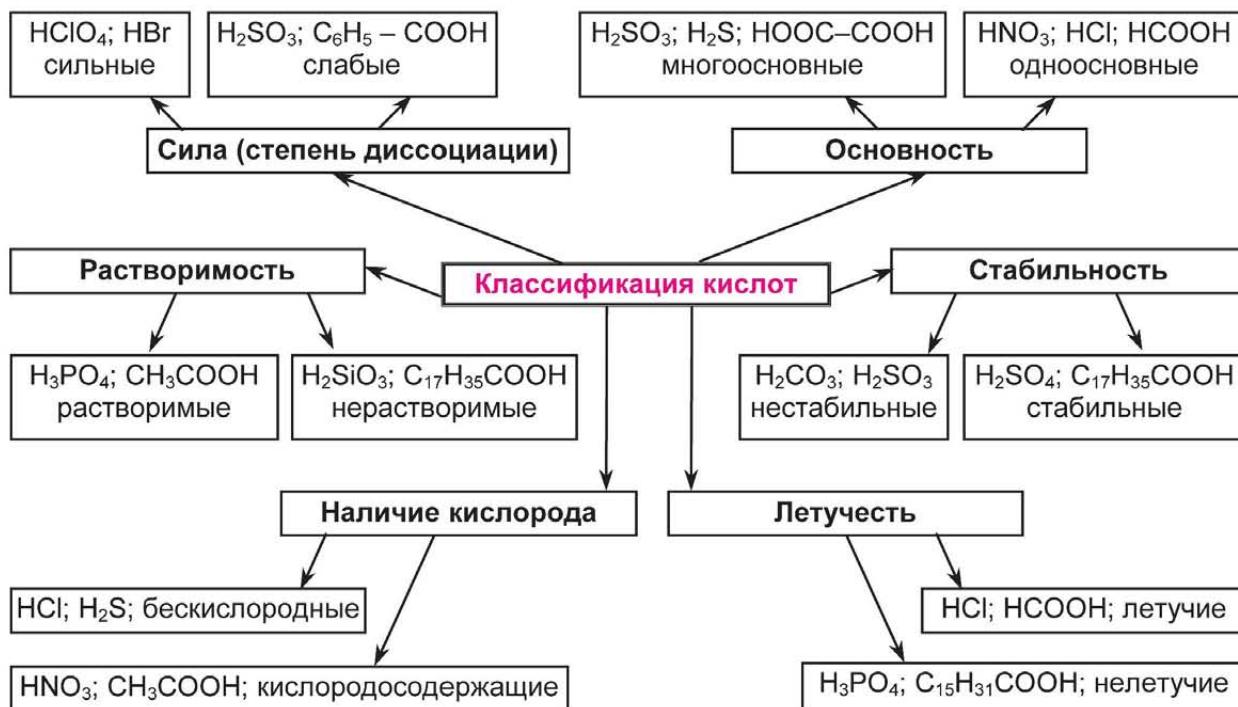
	Водородные соединения	Оксиды	Гидроксиды
Кислотно-основные свойства	<p>Кислотные – способность отщеплять <math>H^+</math></p> $\text{HCl} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p>кислота      основание</p> <p>Основные – способность присоединять <math>H^+</math></p> $\text{NH}_3 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p>основание      кислота</p> <p>Водородные соединения неметаллов IV группы не проявляют кислотно-основных свойств, т. к. полярность связи Э–Н мала, и неподеленных пар <math>\bar{e}</math> – нет.</p>	<p style="text-align: center;"><math>\downarrow</math></p> <p><u>Несолеобразующие</u>  <math>\text{N}_2\text{O}; \text{NO}; \text{CO}</math></p> <p style="text-align: center;"><math>\downarrow</math></p> <p><u>Солеобразующие</u>          кислотные <math>\text{SO}_2 - \text{H}_2\text{SO}_3;</math>  <math>\text{Cl}_2\text{O}_7 - \text{HClO}_4</math></p> <p>1) <math>+ \text{H}_2\text{O} \rightarrow</math> кислота  <math>\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3</math></p> <p>2) <math>+ \text{щелочь} \rightarrow</math> соль <math>+ \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>3) <math>+ \text{основный (амфотерный) оксид} \rightarrow</math> соль  <math>3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2</math></p>	<p>Только кислотные свойства</p> <p>1) <math>+ \text{основный и амфотерный оксид} \rightarrow</math> соль <math>+ \text{H}_2\text{O}</math></p> $2\text{HNO}_3 + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2) <math>+ \text{основание и амфотерный гидроксид} \rightarrow</math> соль <math>+ \text{H}_2\text{O}</math></p> $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>3) <math>+ \text{соль} \rightarrow</math> соль <math>+ \text{кислота (оксид} + \text{H}_2\text{O})</math></p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
Окислительно-восстановительные свойства	<p>Только восстановительные, т. к. неметалл в низшей степени окисления</p> $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Br}_2$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>Высшие оксиды – всегда окислители, т. к. неметалл в высшей степени окисления</p> $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{MgO} + \text{Si}$ $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{CO}$ <p>Оксиды с промежуточной степенью окисления неметалла – окислительно-восстановительная двойственность</p> $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3;$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Но чаще восстановители:</p> $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Cu} + \text{CO}_2; 2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$	<p>Только окислительные за счет <math>\text{H}^+</math> (кроме <math>\text{HNO}_3</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4(\text{K})</math> – особые свойства)</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

### Соединения неметаллов

	<i>Водородные соединения</i>	<i>Оксиды</i>	<i>Гидроксиды</i>
Изменение свойств а) в периоде б) в подгруппе	<p>а) кислотные свойства увеличиваются, основные свойства уменьшаются, восстановительные свойства уменьшаются;</p> <p>б) кислотные свойства увеличиваются, основные свойства уменьшаются, восстановительные свойства увеличиваются.</p>	<p>а) кислотные свойства увеличиваются;</p> <p>б) кислотные свойства уменьшаются;</p> <p>если неметалл образует несколько кислотных оксидов, то с увеличением степени окисления неметалла кислотные свойства усиливаются</p> $\text{SO}_2 < \text{SO}_3;$ $\text{N}_2\text{O}_3 < \text{N}_2\text{O}_5$	<p>а) кислотные свойства увеличиваются;</p> <p>б) кислотные свойства уменьшаются;</p> <p>если неметалл образует несколько гидроксидов, то с увеличением степени окисления неметалла кислотные свойства усиливаются</p> $\text{H}_2\text{SO}_3 < \text{H}_2\text{SO}_4;$ $\text{HNO}_2 < \text{HNO}_3$

## Кислоты органические и неорганические

- Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металлы, и кислотного остатка.
- Кислоты – это электролиты, при диссоцииации которых образуются  $H^+$  и анионы кислотного остатка.
- Кислоты – это молекулы или ионы, которые являются в данной реакции донорами  $H^+$ .



Химические свойства		
	Неорганические кислоты	Органические кислоты
	<b>1. Диссоциация</b>	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-; \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
		$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$
	наличием ионов водорода в водных растворах объясняется кислый вкус, изменение окраски индикаторов и другие общие свойства кислот	
	<b>2. +Me (Me в ряду напряжений – до <math>H_2</math>; образуется растворимая соль)</b>	
	$6\text{HCl} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow;$	$2\text{HCOOH} + \text{Zn} \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Zn} + \text{H}_2\uparrow$
	$6\text{H}^+ + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\uparrow;$	$2\text{HCOOH} + \text{Zn} \rightarrow 2\text{HCOO}^- + \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
	<b>3. +основный (амфотерный) оксид</b>	
	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	<b>4. +основание (амфотерный гидроксид)</b>	
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O};$	$\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
	<b>5. +соль</b>	
	$\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow;$	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCOOH} \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCOOH} \rightarrow 2\text{HCOO}^- + \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	<b>6. +спирт (реакция этерификации)</b>	
Общие свойства	$\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} + 3\text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{(к)}]{\quad} \text{CH}_2-\underset{\text{O}}{\text{CH}}-\underset{\text{O}}{\text{CH}_2} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{HO}-\text{CH}_3 \xrightleftharpoons{t^\circ, \text{H}^+} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{CH}_3}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5, t^\circ} \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \xrightleftharpoons[t^\circ, \text{P}_2\text{O}_5]{\quad} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$
		<b>7. образование ангидридов</b>

# ХИМИЯ

398

## Химические свойства

### Неорганические кислоты

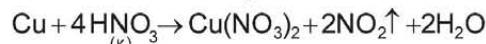
Особые свойства проявляются у  $H_2SO_{4(k)}$  и  $HNO_3$  в окислительно-восстановительных реакциях, т. к. окислителями в них являются не  $H^+$ , а ион кислотного остатка.

#### $HNO_3$ концентрированная

не реагирует Au; Pt  
Fe; Al; Cr – пассивирует при комнатной  $t^\circ$

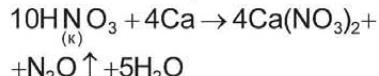
+ малоактивные Me и Me средней активности

соль +  $H_2O + NO_2$



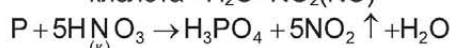
+ активные Me

соль +  $H_2O + N_2O$



+ не Me

кислота +  $H_2O + NO_2(NO)$



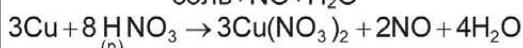
Особые свойства

$HNO_3$  (к) при действии на белки (ксантопротеиновая реакция) образует соединения, окрашенные в желтый цвет

#### $HNO_3$ разбавленная

+ малоактивный Me и Me средней активности

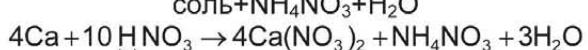
соль +  $NO + H_2O$



не реагирует Au; Pt

+ активный Me

соль +  $NH_4NO_3 + H_2O$



## Химические свойства

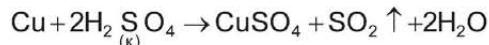
### Неорганические кислоты

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (концент.) → не реагирует Au; Pt

Fe; Al; Cr – пассивирует при комнатн.т°

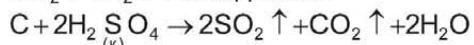
+малоактивный Me

↓  
соль+ $\text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$



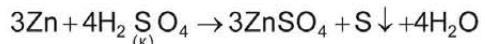
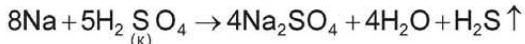
↓  
+не Me

$\text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{оксид не Me}$



↓  
+более активный Me

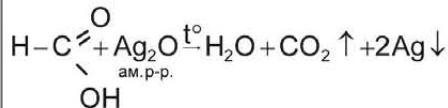
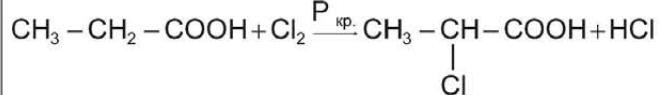
↓  
соль+ $\text{S(H}_2\text{S} \uparrow) + \text{H}_2\text{O}$



$\text{H}_2\text{SO}_4$ (к) гигроскопична – образует гидраты:  
 $\text{H}_2\text{S O}_4 + n\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q$ ,  
 поэтому обугливает органические вещества

### Органические кислоты

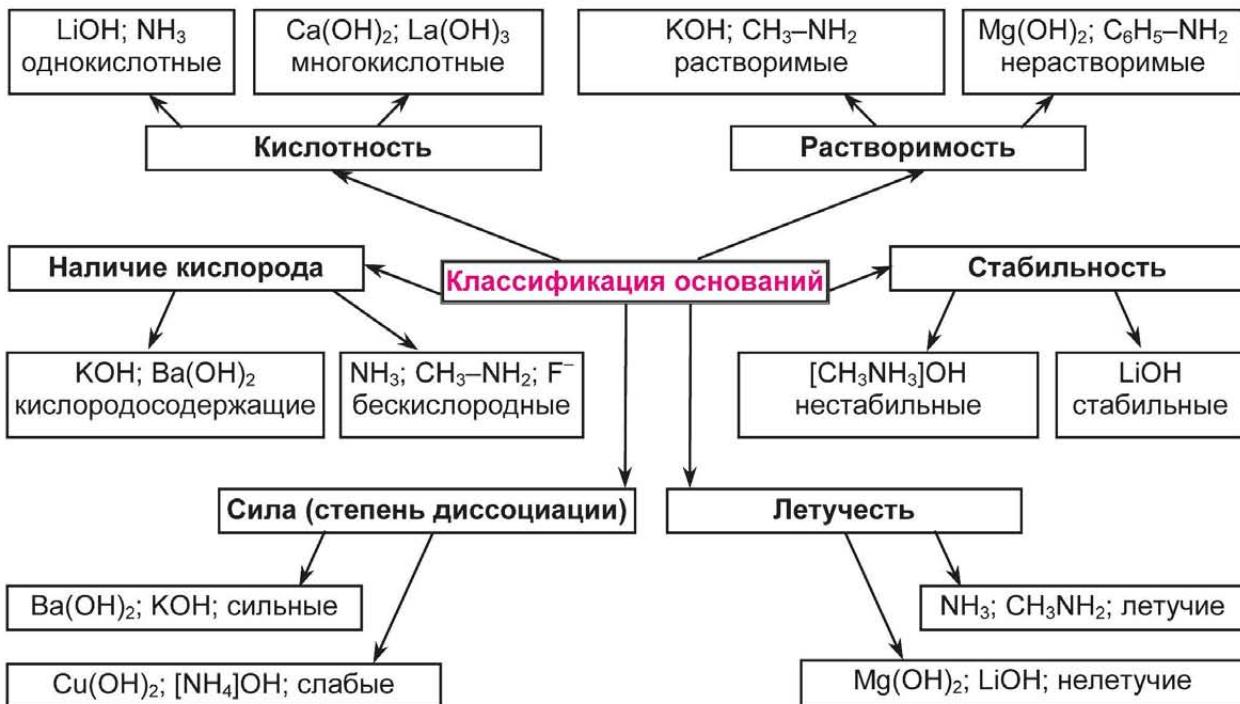
1) галогенирование по R – восстановительные свойства



восстановительные свойства

## Основания органические и неорганические

- Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.
- Основания – это электролиты, диссоциирующие на ионы металлов и гидроксид-ионы.
- Основания – это молекулы или ионы, которые являются в данной реакции акцепторами  $\text{H}^+$ .



## Химические свойства оснований

щелочи	нерасторовимые основания	бескислородные основания
<b>1. +кислота</b>		
$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]_2\text{SO}_4$ $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}^+ \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]^+$
<b>2. Диссоциация</b>		
$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ из-за присутствия $\text{OH}^-$ изменяют окраску индикаторов, разъедают ткани, кожу, мылкие на ощупь	—	$[\text{NH}_4]\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ из-за присутствия $\text{OH}^-$ изменяют окраску индикаторов
<b>3. +кислотный оксид</b>		
$2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3^-$	—	—
<b>4. +амфотерный оксид и гидроксид</b>		
$2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{сплав}} 2\text{KAIO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al(OH)}_4]$ $\text{OH}^- + \text{Al(OH)}_3 \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^-$	—	—

# ХИМИЯ

402

## Химические свойства оснований

щелочи	нерасторимые основания	бескислородные основания
<b>5. +соль</b>		
$2\text{LiOH} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + 2\text{LiCl}$ $2\text{OH}^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow$ $\text{KOH} + \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	—	—
<b>6. +органические вещества</b>		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_2\text{O}$	—	—
<b>7. разлагаются при <math>t^\circ</math></b>		
—	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$	—

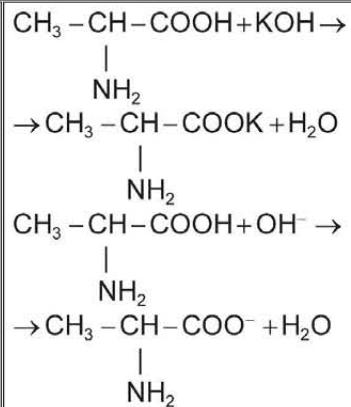
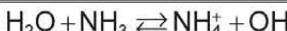
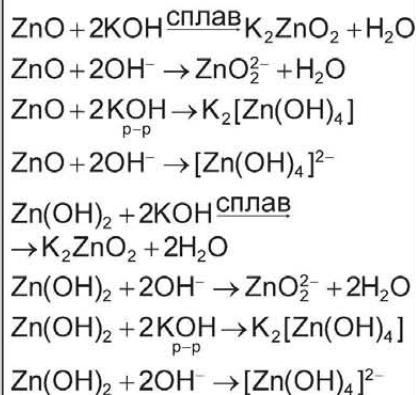
# Амфотерные органические и неорганические соединения

Амфотерными называются соединения, которые имеют как кислотные, так и основные свойства.

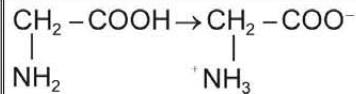
Амфотерные оксиды и гидроксиды (оксиды и гидроксиды металлов со степенями окисления +3; +4; иногда +2)	$H_2O$	Амфотерные органические вещества – аминокислоты
<b>1. +кислота (основные свойства)</b>		
$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$	$H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$	$\begin{array}{c} CH_3 - CH - COOH + HCl \rightarrow \\   \\ NH_2 \\ \rightarrow [CH_3 - CH - COOH]Cl \\   \\ NH_3 \\ \\ CH_3 - CH - COOH + H^+ \rightarrow \\   \\ NH_2 \\ \rightarrow [CH_3 - CH - COOH]^+ \\   \\ NH_3 \end{array}$

ХИМИЯ

## 2. +основание (кислотные свойства)



### 3. Образование внутренней соли



#### 4. Взаимодействие друг с другом

