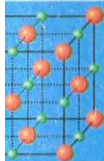
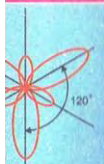


# ХИМИЯ

в таблицах  
и схемах

для  
школьников

ЛИСТ

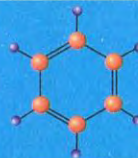


26

железо

Fe

55,847



92

U

уран

238,03

Курмашева К.К.

# ХИМИЯ

в таблицах и схемах



Москва  
«Лист Нью»  
2002

Минск  
АЗЕРСЭБ  
2002

ББК 24.1  
К 93

К 93 **Курмашева К.К. Химия в таблицах и схемах. Учебно-образовательная серия.** — М.: Лист Нью. 2002. — 96 с.

Данное справочное пособие содержит изложенный в сжатой и доступной форме основной материал школьного курса химии: общая химия, неорганическая химия, органическая химия.

Пособие оформлено в виде таблиц и схем.

Рекомендуется для школьников, абитуриентов и преподавателей школ.

ISBN 5-7871-0143-X

ББК 24

Художник

*Литвинова С.*

Оформление обложки

*Феногенов В.*

Рецензент

*доцент РХТУ им. Д.И. Менделеева,  
к.х.н. Попков С.*

Компьютерная вёрстка

*Егоренкова И.*

ИД № 06182 от 01.11.01 г. Подписано к печати 22.02.02 г. Формат 60x84/16  
Бумага типографская. Печать офсетная. Гарнитура Прагматика. Усл. печ. л. 5,58.  
Тираж 10000 экз. Заказ № 896.

Отпечатано с готового оригинал-макета  
на ГИПП «Вятка».  
610033, г. Киров, ул. Московская, 122

ISBN 5-7871-0143-X

© ООО "Лист Нью", 2002

## СОДЕРЖАНИЕ

### ОБЩАЯ ХИМИЯ

Основные понятия и законы химии .....	5
Атомно-молекулярное учение .....	5
Моль. Молярная масса вещества .....	6
Химические реакции .....	6
Закон сохранения массы вещества .....	7
Закон постоянства состава вещества .....	7
Газовые законы .....	7
Периодический закон Д.И. Менделеева .....	9
Строение атома .....	9
Модель состояния электрона в атоме .....	11
Периодический закон .....	15
Химическая связь .....	18
Ковалентная связь .....	18
Ионная связь .....	22
Полярные молекулы. неполярные молекулы .....	23
Металлическая связь .....	24
Водородная связь .....	24
Кристаллическая решетка. Типы кристаллических решеток .....	25
Структурные формулы .....	26
Степень окисления .....	26
Валентность .....	27
Скорость химических реакций, химическое равновесие .....	28
Энергия активации .....	30
Понятие о катализе и катализаторах .....	31
Обратимые и необратимые реакции .....	31
Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье .....	32
Растворы. Теория электролитической диссоциации .....	34
Численное выражение состава растворов .....	34
Растворимость веществ в воде .....	35
Тепловые явления при растворении .....	36
Электролиты и неэлектролиты .....	37
Теория электролитической диссоциации. Механизм .....	38
Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах .....	39
Степень диссоциации. Реакции ионного обмена .....	40
Диссоциация воды .....	41
Важнейшие классы неорганических соединений .....	42
Оксиды .....	43

# ОБЩАЯ ХИМИЯ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

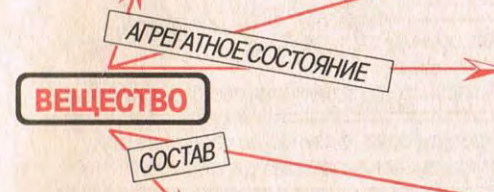
### Атомно-молекулярное учение



**газообразное**  
формы нет, объема нет, расширяется и сжимается

**жидкое**  
формы нет, объем есть, сжимается плохо

**твёрдое**  
форма есть, объем есть, сжимается плохо



**простые** — из атомов одного элемента, например:  $O_2$ ,  $H_2$

**сложные** — из атомов разных элементов, например:  $H_2O$ ,  $HCl$

**Химический элемент** — определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

**Аллотропия** — один элемент образует простые вещества с разными свойствами. Пример:  $O$  — кислород, озон;  $C$  — графит, алмаз, карбин.



Относительная атомная масса:

$$Ar(X) = \frac{m(X)}{1/12 m(C)}$$

$m(X)$  — средняя масса атома элемента (X)

$m(C)$  — масса атома углерода

Например:  $Ar(O) = 15,9994$   
 $Ar(H) = 1,0079$

Относительная молекулярная масса:

$$Mr(XY) = \frac{m(XY)}{1/12 m(C)} = Ar(X) + Ar(Y)$$

$m(XY)$  — масса молекулы

$Ar(X), Ar(Y)$  — относительные атомные массы элементов X и Y

Например:  $Mr(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1,0079 + 15,9994 = 18,01$

Кислоты ..... 44  
 Гидроксиды ..... 45  
 Соли ..... 46  
 Окислительно-восстановительные реакции ..... 49  
 Теория окислительно-восстановительных реакций ..... 49  
 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ..... 52  
 Влияние среды на характер протекания реакций ..... 53  
 Классификация ..... 53  
 Электролиз ..... 54

### НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Водород ..... 55  
 Соединения водорода ..... 56  
 Щелочные металлы. I группа. Главная подгруппа ..... 58  
 Щелочноземельные металлы. II A группа. (Кальций) ..... 60  
 Элементы III A группы (Алюминий) ..... 62  
 Элементы IV A группы (Углерод, кремний) ..... 64  
 Элементы V A группы (Азот, фосфор) ..... 69  
 Элементы VI A группы. Халкогены (Кислород, сера) ..... 74  
 Элементы VII A группы. Галогены (Хлор) ..... 78  
 Элементы побочных подгрупп ..... 80  
 Подгруппа хрома ..... 80  
 Подгруппа железа ..... 81

### ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Углеводороды ..... 82  
 Предельные углеводороды ..... 82  
 Непредельные углеводороды ..... 84  
 Ароматические углеводороды ..... 86  
 Кислородсодержащие органические соединения ..... 88  
 Спирты ..... 88  
 Фенолы ..... 90  
 Альдегиды ..... 90  
 Поликонденсация ..... 91  
 Кетоны ..... 92  
 Карбоновые кислоты ..... 92  
 Сложные эфиры ..... 93  
 Азотсодержащие органические соединения ..... 94  
 Амины ..... 94  
 Анилин ..... 94  
 Аминокислоты ..... 95  
 Белки ..... 95

**Моль. Молярная масса вещества**

**Моль** – это количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов), сколько атомов содержится в 12 г углерода <sup>12</sup>C.

$$N(x) = n(x) \cdot N_A$$

$N(x)$  – число структурных единиц вещества  
 $N_A$  – число Авогадро, число частиц в одном моле:  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$   
 $n(x)$  – количество вещества (моль)

$$M(x) = m(x)/n(x) \quad M(x) = Mr(x)$$

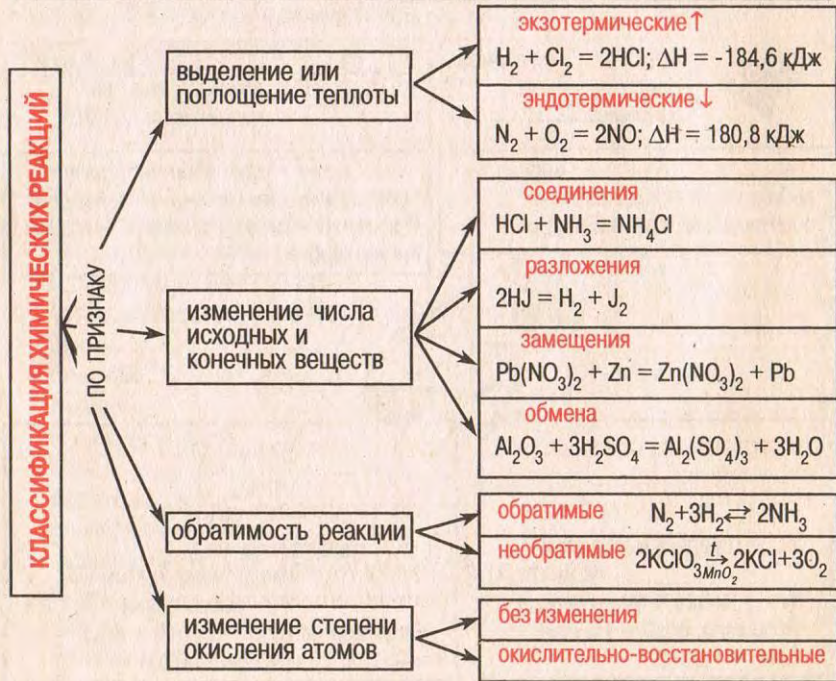
$M(x)$  – молярная масса (г/моль)  
 $m(x)$  – масса вещества (грамм)  
 $n(x)$  – количество вещества (моль)

**Химические реакции**



Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, при этом не происходит изменения состава ядер атомов.

При **физических явлениях** изменяется форма, физическое состояние или образуются новые вещества за счет изменения состава ядер атомов.



**Закон сохранения массы вещества**



Ломоносов  
1748 г.

Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.  
 $H_2 + Cl_2 = 2HCl$   
 Общее число атомов остается постоянным до и после реакции.



Лавуазье  
1789 г.

**Закон постоянства состава вещества**

**СОЕДИНЕНИЯ**

**Дальтони́ды** – соединения молекулярной структуры; состав постоянный независимо от способа получения

Пример:  $H_2O, HCl, CCl_4, CO_2$   
 Состав  $CO_2 = 27,27\% (C) + 72,73\% (O)$  независимо от способа получения.

**Бертоллиды** – соединения с немоллекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой); переменного состава, который зависит от способа получения.

Пример:  $UO_3 \rightarrow$  состав от  $UO_{2,5}$  до  $UO_3$ ;  $UO \rightarrow$  состав от  $UO_{0,9}$  до  $UO_{1,3}$ .  
 Зависит от температуры и давления кислорода.

**Газовые законы**

**Закон Авогадро.** В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление) содержится одинаковое число молекул.

**Молярный объем газа**

**нормальные условия**  
 $T_{\text{норм}} = 273 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$

$P_{\text{норм}} = 101 \text{ кПа} = 760 \text{ мм рт.ст.}$

– при нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л.  
 $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$



$V_m = \frac{V(x)}{n(x)}$	$m_1 : m_2 = M_1 : M_2$ когда $V_1 = V_2$
$V_m$ – молярный объем газа (л/моль) $V(x)$ – объем x (литр) $n(x)$ – количество вещества (моль)	$m_1$ – масса определенного объема первого газа $m_2$ – масса такого же объема второго газа $M_1, M_2$ – молярные массы 1 и 2 газа

<b>Плотность газа по газу – <math>\mathcal{D}</math></b>	$M_1 = \mathcal{D} M_2$ Молекулярная масса вещества в газообразном состоянии
$\mathcal{D} = M_1 / M_2$	$M = 2\mathcal{D}_{H_2}$ по водороду $M(H_2) \approx 2$ г/моль
$M_1, M_2$ – молекулярные массы 1 и 2 газа с одинаковым объемом и взятые в одинаковых условиях	$M = 29\mathcal{D}_a$ по воздуху $M(\text{возд.}) \approx 29$ г/моль

<b>Закон Бойля-Мариотта</b> При постоянной температуре	<b>Закон Гей-Люссака</b> При постоянном давлении
$PV = \text{const}$	$V/T = \text{const}$
$P$ – давление, $V$ – объем	$T$ – температура (K), $V$ – объем

Объединенный	$PV/T = \text{const}$ закон
Для решения	$PV/T = P_0 V_0 / T_0$ задач

$P_0, V_0, T_0$ – давление, объем и температура газа при нормальных условиях	Нормальные условия $P_0 = 101325$ Па $T_0 = 273$ К
--	--

**Уравнение Менделеева-Клайперона**

$PV = nRT$	или	$PV = \frac{m}{\mu} RT$
------------	-----	-------------------------

$P$  – давление газа (Па)  
 $V$  – объем (литр)  
 $n$  – количество газа (моль)  
 $m$  – масса (грамм)  
 $\mu$  – молярная масса газа (г/моль)  
 $R$  – универсальная газовая постоянная  $R = 8,31$  Дж/(моль·К)

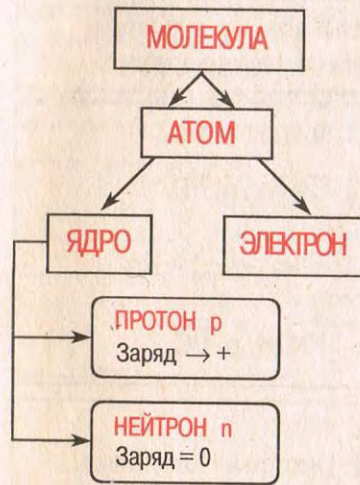


Д.И.Менделеев  
Открытие Закона, 1869г.

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

### Строение атома

	<b>АТОМ</b> ⊕ – ядро ⊖ – электрон Заряд ядра → + Заряд электрона → -
--	--



Заряд ядра равен количеству электронов и равен порядковому номеру элемента в таблице Менделеева.

Пример: Кислород O  
Заряд ядра  
Количество электронов } = 8  
Порядковый номер

**Состав ядра**

$A = Z + N$
-------------

$A$  – массовое число  
 $Z$  – число протонов и порядковый номер элемента  
 $N$  – число нейтронов

Принято:  
 $m(\text{атома}) \approx n(\text{ядра})$   
Пример:  
ядро атома кислорода

${}^{16}_8\text{O}$	$Z = 8$ $A = 16$ $N = A - Z = 8$	} Состав ядра: 8 протонов и 8 нейтронов
---------------------	--	---



## 10 Периодический закон Д.И.Менделеева

<p><b>Изотопы</b> – разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами.</p>	<p>Пример: изотопы кислорода O: <math>^{16}_8\text{O}</math>; <math>^{17}_8\text{O}</math>; <math>^{18}_8\text{O}</math>                  аргона Ar: <math>^{36}_{18}\text{Ar}</math>; <math>^{38}_{18}\text{Ar}</math>; <math>^{40}_{18}\text{Ar}</math>                  калия K: <math>^{39}_{19}\text{K}</math>; <math>^{40}_{19}\text{K}</math>; <math>^{41}_{19}\text{K}</math></p>
---	---

<p><b>Атомная масса элемента</b> равна среднему значению из масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности.</p>	<p>Приводится в периодической системе Менделеева                  Пример: природный Cl состоит из 75,4% изотопа с массовым числом M = 35, а 24,6% с M = 37 <math>\Rightarrow</math> а.м. = 35,453</p>
--	---

**Ядерные реакции** – превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с элементарными частицами и друг с другом.

<p>Пример:</p> $^{27}_{13}\text{Al} + ^4_2\text{He} = ^{30}_{14}\text{Si} + ^1_1\text{H}$ $^{226}_{88}\text{Ra} = ^{222}_{86}\text{Rn} + ^4_2\text{He}$ $^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} = ^{17}_8\text{O} + ^1_1\text{H}$	<p>Краткая запись:</p> $^{27}\text{Al} (\alpha; p) ^{30}\text{Si}$ $^{226}\text{Ra} (-; \alpha) ^{222}\text{Rn}$ $^{14}\text{N} (\alpha; p) ^{17}\text{O}$
--	--

Обозначения:  
 $\alpha$  – частицы ( $^4_2\text{He}$ ); p – протона ( $^1_1\text{H}$ ); (-) черточка – отсутствие действующей частицы в случае радиоактивного распада

Элементы, состоящие только из радиоактивных изотопов, называются **радиоактивными**: элементы с  $Z = 43, 61, 84-107$   
**Использование радиоактивных изотопов.**  
 По химическим свойствам радиоактивные изотопы почти не отличаются от стабильных  $\Rightarrow$  они служат в качестве “меченых” атомов. Используются в научных исследованиях в промышленности, медицине, биологии и химии.

## Периодический закон Д.И.Менделеева 11

### Модель состояния электрона в атоме



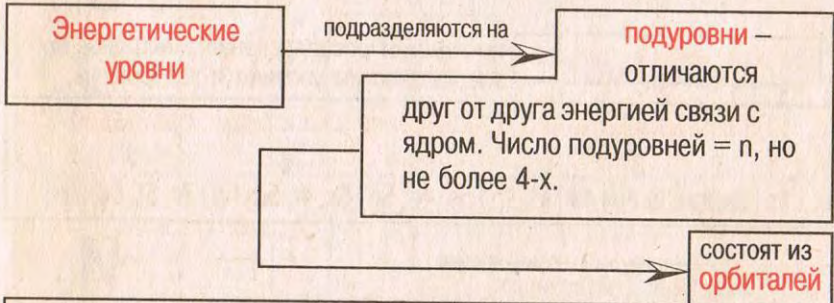
Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется **орбиталью**.

Электроны, которые движутся в орбиталях близкого размера, образуют **электронные слои** или **энергетические уровни**  $\rightarrow$  нумеруются от ядра 1;2;3;4;5;6;7 или K;L;M;N;O;P;Q

Целое число n, обозначающее номер уровня, называется **главным квантовым числом** и соответствует номеру периода в таблице Менделеева.

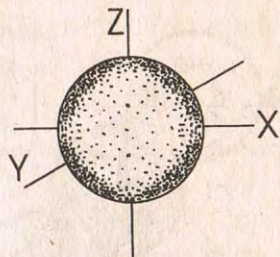
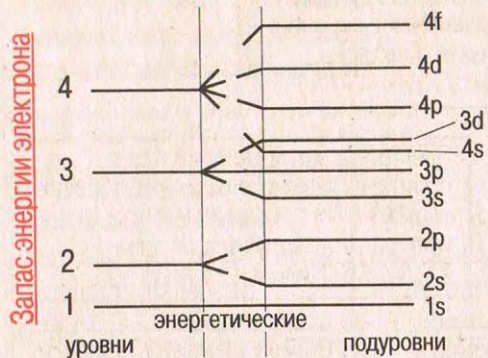
У атомов элементов первого периода – **один энергетический уровень**, второго периода – **2 уровня**, третьего периода – **3 уровня**.

$N = 2n^2$  | N – наибольшее число электронов на энергетическом уровне  
 n – номер уровня или главное квантовое число



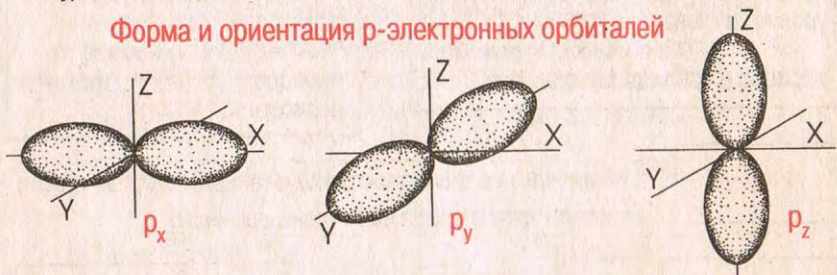
- s – первый подуровень, состоит из одной s-орбитали
- p – второй подуровень, состоит из трёх p-орбиталей
- d – третий подуровень, состоит из пяти d-орбиталей
- f – четвертый подуровень, состоит из семи f-орбиталей

Схема подразделения энергетических уровней на подуровни



Форма s-электронной орбитали

Форма и ориентация p-электронных орбиталей



Электронные формулы показывают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.

Ряд последовательного заполнения электронами орбиталей

1s | 2s, 2p | 3s, 3p | 4s, 3d, 4p | 5s, 4d, 5p | 6s, 4f, 5d, 6p | 7s, 5f, 6d, 7p |

число впереди формулы – номер уровня  
буква – подуровень (тип орбитали)  
индекс справа вверху – число электронов на подуровне

К-уровень	1H: 1s	2He: 1s <sup>2</sup>		
L-уровень	3Li: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	4Be: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	5B: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	6C: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
n = 2	7N: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	8O: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	9F: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	10Ne: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
M-уровень	11Na: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	...	17Cl: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	
n = 3				

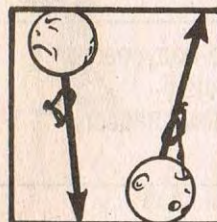
Принцип Паули.

В каждой орбитали может находиться не более 2-х электронов.

Если в орбитали 1 электрон – это **неспаренный электрон**.  
Если в орбитали 2 электрона, то это **спаренные электроны**.

“Проскок” электрона

Формула  ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$  не соответствует действительности, т.к. второй электрон с внешнего уровня “перескочил” на d-подуровень второго снаружи уровня  $\rightarrow {}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$   
То же у Nb, Mo и др. элементов.



Графические электронные формулы

Ячейка (клетка) – орбиталь;  
стрелка – электрон;  
направление стрелки – направление спина;  
свободная клетка – свободная орбиталь.

Элемент	Графические электронные формулы	Подробная электронная формула
6C	$\begin{array}{c} \text{s} & & & \text{p} \\ n=2 & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\phantom{\uparrow}} \\ & & p_x & p_y & p_z \\ n=1 & \boxed{\uparrow\downarrow} & & & \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
7N	$\begin{array}{c} \text{s} & & & \text{p} \\ n=2 & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ & & p_x & p_y & p_z \\ n=1 & \boxed{\uparrow\downarrow} & & & \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
8O	$\begin{array}{c} \text{s} & & & \text{p} \\ n=2 & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ & & p_x & p_y & p_z \\ n=1 & \boxed{\uparrow\downarrow} & & & \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$



**ТИП ЭЛЕМЕНТОВ (СЕМЕЙСТВО)** — зависит от того, какой подуровень последним заполняется электронами

**1. S-ЭЛЕМЕНТЫ.** Заполняется электронами s-подуровень внешнего уровня — первые два элемента каждого периода периодической системы Менделеева.

14



**2. P-ЭЛЕМЕНТЫ.** Заполняется p-подуровень внешнего уровня — это последние 6 элементов каждого периода (кроме первого и седьмого периодов).

30

**3. d-ЭЛЕМЕНТЫ.** Заполняется d-подуровень второго снаружи уровня, а на внешнем уровне остается 1 или 2 электрона (у палладия — нуль). К ним относятся элементы вставных декад больших периодов, расположенные между s и p-элементами (переходные элементы).

35



**4. f-ЭЛЕМЕНТЫ.** Заполняется f-подуровень третьего снаружи уровня, а на внешнем уровне остается 2 электрона — это лантаноиды и актиноиды.

28

**Периодический закон**



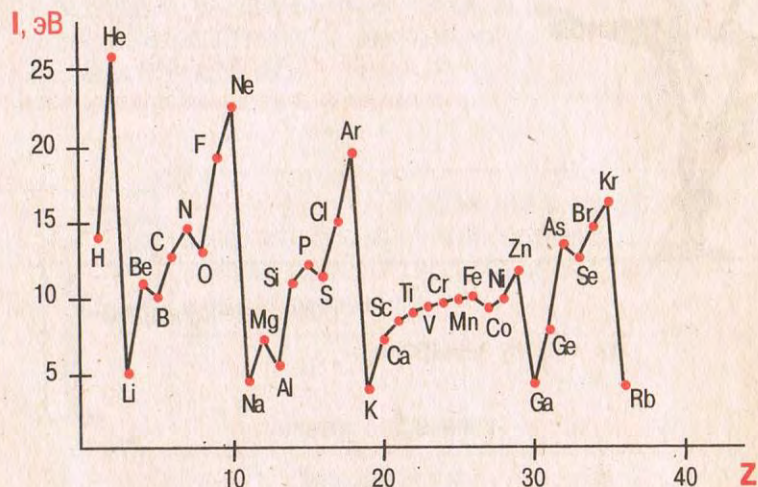
Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

- 1. Порядковый номер элемента** — равен заряду ядра и количеству электронов.
- 2. Номер периода** — количество уровней.
- 3. Номер группы** — валентность (максимальная положительная степень окисления).
- 4. Металлические свойства** элементов возрастают сверху вниз и справа налево. Эти свойства проявляют элементы с малым количеством валентных электронов.

**ПЕРИОДИЧНОСТЬ** объясняется определенной повторяемостью в заполнении электронных уровней. Чем больше атомный радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны.

**ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ** – энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома (выражается в **электрон-вольтах**).

При отрыве электрона от атома образуется **катион**.



Изменение энергии ионизации в зависимости от порядкового номера элемента

**СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ** – энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона. (Выражается в **электрон-вольтах**). При присоединении электронов к атому образуется **анион**.



Л.Юлмн \* 1932 год

**ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ** есть способность атома в соединении притягивать к себе электроны.

$$X = I + E$$

**X** – электроотрицательность атома (элемента)  
**I** – энергия ионизации атома  
**E** – сродство к электрону

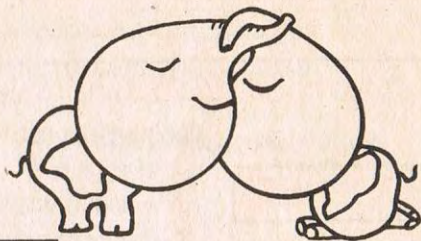
Относительные электроотрицательности элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,1										He –
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,5	F 4,10				Ne –
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83				Ar –
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr –
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe –
6	Cs 0,89	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn –
7	Fr 0,89	Ra 0,97	Ac** 1,00								

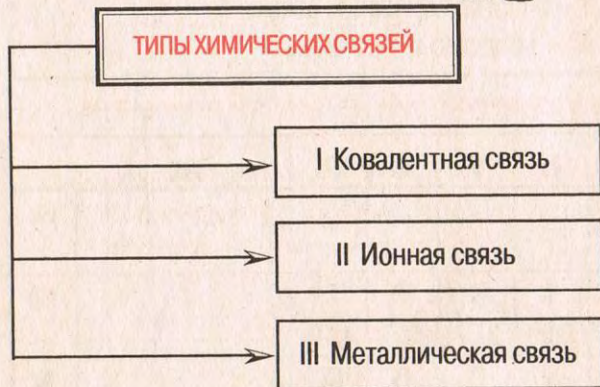
\* Лантаноиды 1,08 – 1,14

\*\* Actиноиды 1,11 – 1,2

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



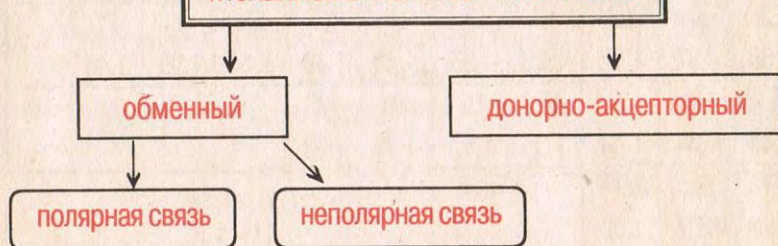
ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ



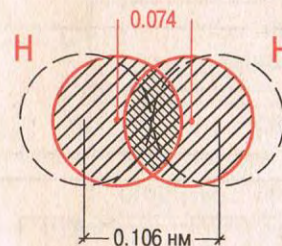
Ковалентная связь

**Ковалентная связь** – химическая связь, осуществляемая за счет обобществления пары электронов, – это двухэлектронная и двухцентровая связь. Соединения с ковалентной связью образуют молекулярные или атомные кристаллические решетки.

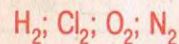
Механизмы ковалентной связи



ОБМЕННЫЙ МЕХАНИЗМ



за счет перекрывания электронных облаков



**НЕПОЛЯРНАЯ КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ** – электронное облако, образованное общей парой электронов, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов

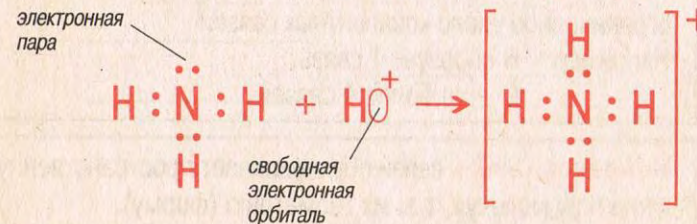


**ПОЛЯРНАЯ КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ** – электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ

за счет двухэлектронного облака атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора)

Связь называется **донорно-акцепторной** или **координационной**

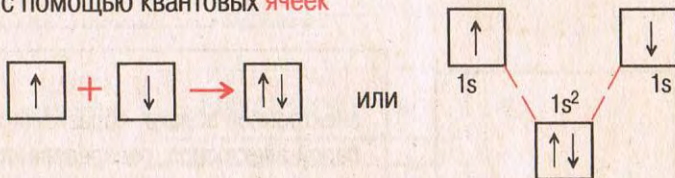


ИЗОБРАЖЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

с помощью электронов в виде точек, поставленных у знака химического элемента



с помощью квантовых ячеек



в виде черточки, которая символизирует пару электронов



СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

**Длина связи** – это межъядерное расстояние.

**Энергия связи** – количество энергии, которое необходимо для разрыва связи; измеряется в кДж/моль.

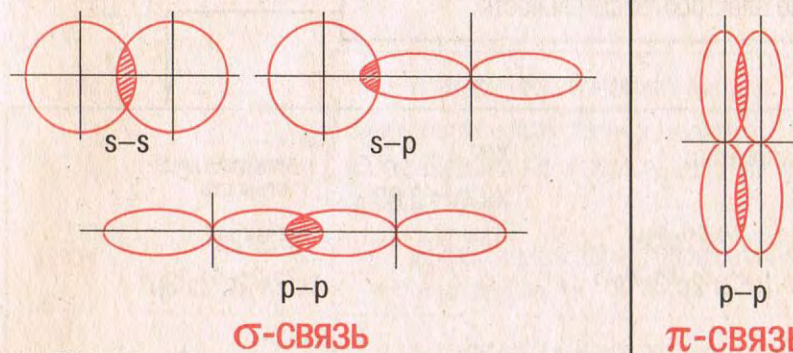
**Насыщаемость** – способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Например: Н образует 1 связь, С – не более 4 связей.

**Направленность** связи обуславливает пространственную структуру молекул, т.е. их геометрию (форму).

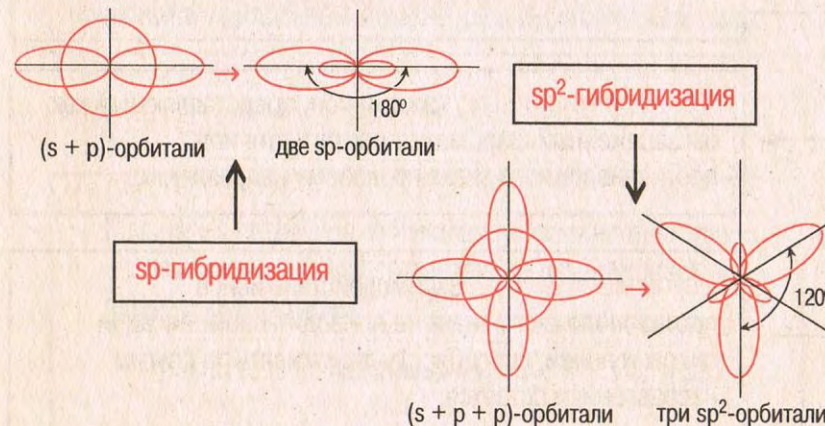
СПОСОБЫ ПЕРЕКРЫВАНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ

**σ-связь** – перекрывание электронных облаков вдоль оси, соединяющей центры атомов.

**π-связь** – связь, возникающая между атомами, когда перекрывание электронных облаков происходит по обе стороны от линии, соединяющей ядра обоих атомов.

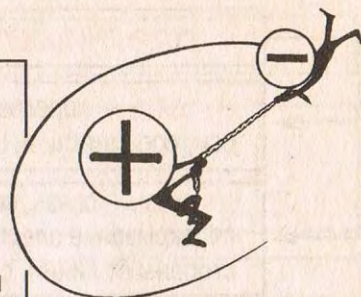


**Гибридизация** – выравнивание взаимодействующих орбиталей разных подуровней по форме и энергии. При этом расчетные формы новых орбиталей отличаются от исходных.



**Ионная связь**

**Ионная** или **электровалентная СВЯЗЬ** – химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением. Образуется при взаимодействии атомов, которые сильно различаются по электроотрицательности.



Например: **NaCl**

$X(\text{Na}) = 1,01$

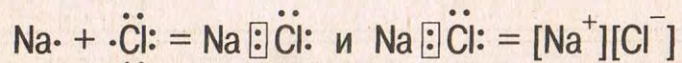
$X(\text{Cl}) = 2,85$

} электроотрицательность

**Na**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow \text{Na} - e^- = \text{Na}^+ \rightarrow \text{Na}^+ 1s^2 2s^2 2p^6$

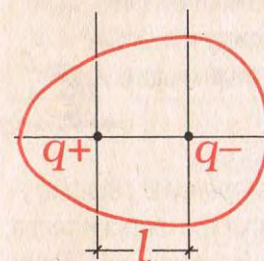
**Cl**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow \text{Cl} + e^- = \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

} ионы

**СВОЙСТВА ИОННОЙ СВЯЗИ**

**Ненаправленность.** Каждый ион, представляющий как бы заряженный шар, может притягивать ион противоположного знака по любому направлению.

**Ненасыщаемость.** Взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей, способность притягивать по другим направлениям остается.

**Полярные молекулы**

Молекулы при общей нейтральности представляют собой электрический диполь. Например: HCl.

$$\mu = q \cdot l$$

$\mu$  – электрический момент диполя. Мера полярности связи и молекулы. Выражается в Кл·м (Кулон-метр) от 0 до 3,33 Кл·м

$q$  – эффективный заряд, заряд атома в молекуле

$l$  – расстояние между противоположно заряженными центрами диполя

**Поляризуемость** – способность атомов, ионов и молекул приобретать дипольный момент ( $\mu$ ) в электрическом поле.

**Неполярные молекулы**

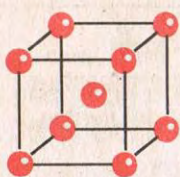
Молекулы, содержащие неполярную ковалентную связь – электронное облако симметрично по отношению к ядрам обоих атомов.

$$\mu = 0$$

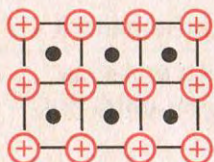
Например:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  и др.

**Металлическая связь**

Кристаллическая решетка Na



Схема



Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами или атомами металлов в кристаллической решетке.



Наличие свободных электронов в решетке  $\Rightarrow$  проводимость электричества и тепла, металлический блеск.



Ионы и атомы металла непосредственно не связаны, и их слои могут отдельно перемещаться относительно друг друга  $\Rightarrow$  ковкость и пластичность металлов.

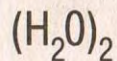
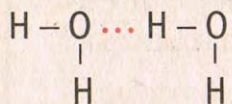
**Водородная связь**

Связь между атомом водорода, соединенным с атомом сильно электроотрицательного элемента, одной молекулы и сильно электроотрицательными (F, O, N) элементами другой молекулы. Возможно образование внутримолекулярной водородной связи.

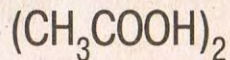
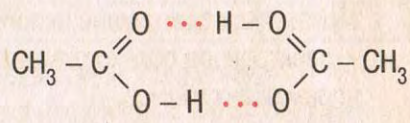
Обозначают точками  $\dots$ , так как связь в 15-20 раз слабее ковалентной.

Водородная связь оказывает влияние на свойства вещества, так как нужна дополнительная энергия для разрыва водородной связи.

Вода



Уксусная кислота



**Кристаллическая решетка**

Пространственный каркас, который возникает, если обозначить все частицы в кристалле в виде точек и соединить эти точки пересекающимися прямыми линиями.

**Узлы кристаллической решетки** – точки, в которых размещены частицы.

**Типы кристаллических решеток**

**Ионная решетка.**

Состоит из ионов, ее образуют вещества с ионной связью.

Кристаллическая решетка NaCl

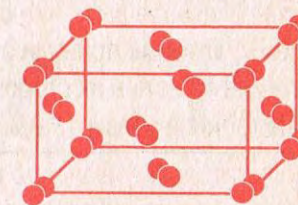
- –  $\text{Na}^+$
- –  $\text{Cl}^-$



**Молекулярная решетка.**

Состоит из молекул, соединенных между собой слабыми межмолекулярными силами.

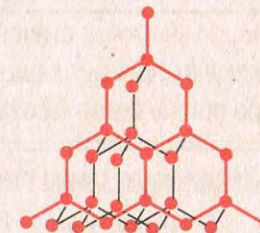
Кристаллическая решетка йода  $\text{I}_2$



**Атомная решетка.**

В узлах находятся атомы, которые связаны между собой прочной ковалентной связью; вещества прочны, тверды, не растворимы в воде, имеют высокую температуру плавления.

Кристаллическая решетка алмаза (C)



Структурные формулы

Название	молекула			
	водорода	воды	аммиака	метана
эмпирические формулы	H <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>
электронные формулы	H : H	H : $\ddot{\text{O}}$ : H	H : $\ddot{\text{N}}$ : H   H	H   H : $\ddot{\text{C}}$ : H   H
структурные формулы	H—H	H—O—H	H—N—H   H	H   H—C—H   H

Степень окисления

**Степень окисления** — это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит только из ионов.

**Отрицательное значение** степени окисления имеют атомы, которые приняли электроны от других атомов, то есть в их сторону смещено связующее электронное облако. *Например:* NaCl<sup>-1</sup>

**Положительное значение** степени окисления имеют атомы, отдающие свои электроны другим атомам, то есть связующее электронное облако оттянуто от них. *Например:* металлы в соединениях, Na<sup>+1</sup>Cl

**Нулевое значение** степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ, электронное облако в равной мере принадлежит обоим атомам. *Например:* Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в соединении всегда

равна нулю: H<sub>3</sub><sup>+1</sup>P<sup>+5</sup>O<sub>4</sub><sup>-2</sup> → (+1)·3 + (+5) + (-2)·4 = 0;

а в сложном ионе — заряду иона: [Cr<sub>2</sub><sup>x</sup>O<sub>7</sub><sup>-2</sup>]<sup>2-</sup> → 2x + (-2)·7 = -2; x = +6

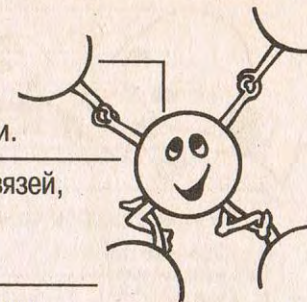
Валентность

**Валентность** — способность атомов элемента образовывать химические связи.

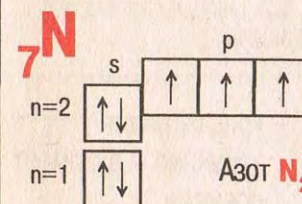
Количественной мерой является число связей, образованных данным атомом с другими атомами или атомными группами.

Валентность химических элементов принято определять числом ковалентных связей, которыми данный атом соединен с другими атомами.

Валентность элементов определяется так же числом электронных пар, образующих химическую связь.

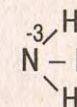
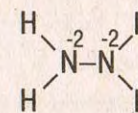


ПРИМЕРЫ



Гидразин N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

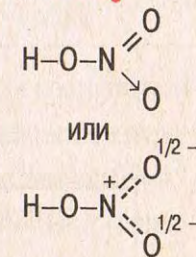
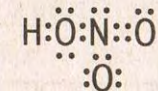
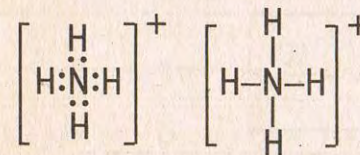
Аммиак NH<sub>3</sub>



Валентность N = 3

Ион аммония NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

Азотная кислота HNO<sub>3</sub>



Валентность N = 4



**СКОРОСТЬ  
ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ,  
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Учение о скоростях и механизмах химических реакций называется **химической кинетикой**.

Под **скоростью химической реакции** понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени *в единице объема для гомофазной (однородной) системы и на границе раздела фаз для гетерофазной системы*.



уравнение химической реакции



$C_1$  – концентрация вещества **A** в момент времени  $t_1$

$C_2$  – концентрация **A** в момент времени  $t_2$

$$\Delta C = C_2 - C_1 \quad \text{среднее значение} \quad \Delta t = t_2 - t_1$$

$$\bar{V} = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

**Истинная скорость реакции  $V$**  – скорость в данный момент времени.



**ОСНОВНОЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ**

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

$$V = k C_A C_B$$

$V$  – скорость химической реакции, моль/(л·с)

$C_A$  и  $C_B$  – концентрации веществ **A** и **B**, моль/л

$k$  – константа скорости реакции

**ПРАВИЛО ВАНТ-ГОФФА**

При повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$V_{t_1}, V_{t_2}$  – скорости реакции соответственно

при  $t_1$  – начальная температура

$t_2$  – конечная температура

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции



**Энергия активации**

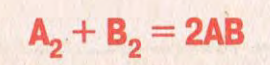
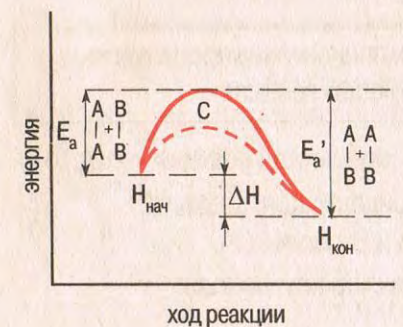
**Активация** – процесс превращения неактивных частиц в активные путем сообщения им дополнительной энергии.



Энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные – **энергия активации**.

**Изменение энергии реагирующей системы**

Обозначается  $E_a$ , выражается в **кДж/моль**



Необходимо преодолеть энергетический барьер С.

- $H_{нач}$  – энергия исходного состояния (исходные вещества)
- $H_{кон}$  – энергия конечного состояния (продукты реакции)
- $E_a$  – энергия активации прямой реакции
- $E_a'$  – энергия активации обратной реакции
- $A \cdots A$   
 $\vdots$   
 $B \cdots B$  – активированный комплекс
- $\Delta H$  – тепловой эффект реакции



**Понятие о катализе и катализаторах**

**Катализаторами** называются вещества, изменяющие скорость химических реакций за счет изменения энергии активации.



**Отрицательный катализ (ингибирование)** – катализатор (ингибитор) замедляет реакцию.

**Положительный катализ** – катализатор ускоряет реакцию, уменьшает  $E_{акт}$ .

**Гомогенный катализ** – реагирующие вещества и катализатор образуют однофазную систему.

**Гетерогенный катализ** – реагирующие вещества и катализатор образуют систему из разных фаз. Например: катализатор – твердое вещество, реагенты – жидкости или газы.

Химические реакции, протекающие при участии катализаторов, называются **каталитическими**.

<p><b>Механизм</b>  <math>A + B = AB</math> в присутствии К (катализатора)</p>	<p><b>Пример:</b> окисление <math>SO_2 \rightarrow SO_3</math>:  <math>SO_2 + 1/2 O_2 = SO_3</math>; <math>NO \rightarrow K</math></p>
<p><math>\left\{ \begin{array}{l} A + K = AK \text{ — промежуточное соединение} \\ AK + B = AB + K \end{array} \right.</math></p>	<p><math>\left\{ \begin{array}{l} NO + 1/2 O_2 = NO_2 \text{ гомогенный катализ} \\ NO_2 + SO_2 = SO_3 + NO \end{array} \right.</math></p>

**Обратимые и необратимые реакции**

Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества, называются **необратимыми**.  
 Пример:  $2 KClO_3 \rightarrow 2 KCl + 3 O_2$  (при нагревании)  
*бертолетова соль → хлорид калия + кислород*

**Обратимыми** называются реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях.  
 Пример:  $2/3 H_2 + 1/2 N_2 \rightleftharpoons NH_3$   $\Delta H = -46,2$  кДж/моль  
*водород + азот ⇌ аммиак*

### 32 Скорость химических реакций, химическое равновесие

НЕОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ	
I	Образующиеся продукты уходят из сферы реакции: выпадают в виде осадка   выделяются в виде газа $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$   $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 \uparrow + H_2O$
II	Образуется малодиссоциированное соединение, например вода: $HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
III	Реакция сопровождается большим выделением энергии, например горение магния: $Mg + 1/2 O_2 \rightarrow MgO$ $\Delta H = -602,5$ кДж/моль

### Химическое равновесие

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



Концентрации реагирующих веществ при химическом равновесии называются равновесными.

Они обозначаются:  $[H_2]$ ,  $[N_2]$ ,  $[NH_3]$ .

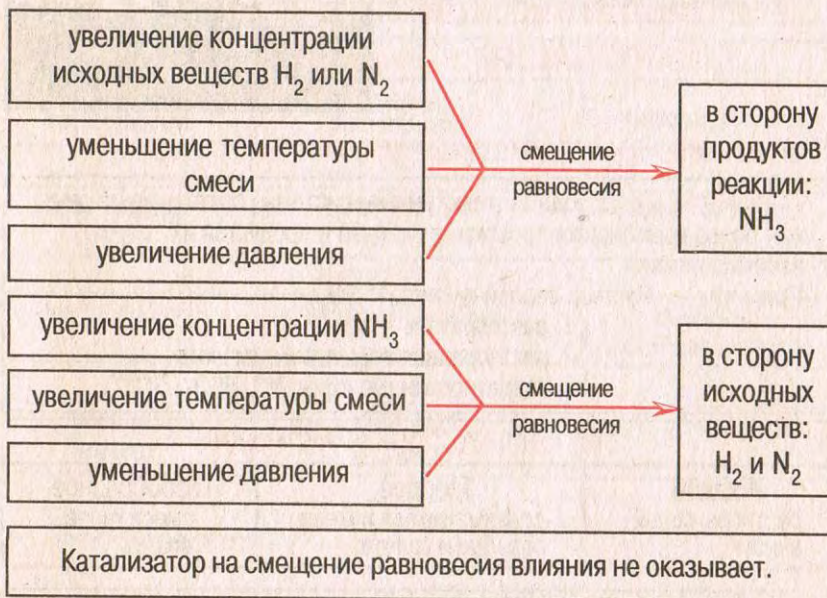
Неравновесные концентрации обозначаются:  $C_{H_2}$ ,  $C_{N_2}$ ,  $C_{NH_3}$ .

### Принцип Ле-Шателье или принцип подвижного равновесия

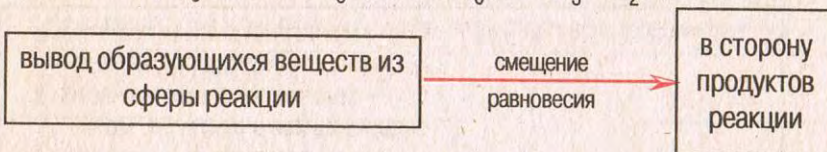
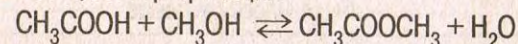
Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.

### Скорость химических реакций, химическое равновесие 33

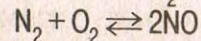
**ПРИМЕР 1.** Образование аммиака



**ПРИМЕР 2.** Реакция этерификации

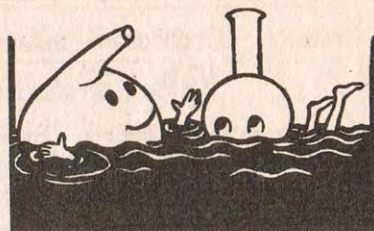


**ПРИМЕР 3.** Окисление  $N_2$



Если число молекул в правой части равно числу молекул в левой части уравнения реакции, в которой участвуют газы, то изменение давления не вызывает смещения химического равновесия.

**РАСТВОРЫ.  
ТЕОРИЯ  
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ  
ДИССОЦИАЦИИ**



**Численное выражение состава растворов**

**Растворы** – однородные (гомогенные) системы, состоящие из двух или более компонентов (составных частей) и продуктов их взаимодействия.

Пример: Раствор серной кислоты  $H_2SO_4$ :

- 1. растворитель – вода
- 2. растворенное вещество – кислота
- 3. гидратированные ионы:  $H^+$ ,  $HSO_4^-$ ,  $SO_4^{2-}$

**АГРЕГАТНОЕ СОСТОЯНИЕ РАСТВОРОВ**

Жидкое растворы солей в воде	Твердое сплавы: никеля и меди серебра и золота	Газообразное смеси газов, воздух
------------------------------------	--	--

КОНЦЕНТРАЦИИ

$$W_v = \frac{m_v}{m}$$

$W_v$  – **массовая доля растворенного вещества**; выражается в долях от единицы  
 $m_v$  – масса растворенного вещества  
 $m$  – общая масса раствора

$$C_M(x) = \frac{n(x)}{V}$$

$c(x)$  – **молярная концентрация или молярность** (частиц  $x$ ), моль/л  
 $n(x)$  – количество вещества частиц  $x$ , содержащихся в растворе, моль  
 $V$  – объем раствора, л

Раствор, в 1 литре которого содержится 1 моль растворенного вещества, называется **молярным**. Обозначается буквой **M**.

Например, 1 M NaOH – молярный раствор:

1 л раствора содержит 1 моль вещества или  
 1 моль · 40 г/моль = 40 г NaOH

**Растворимость веществ в воде**

**Растворимость** – это свойство вещества растворяться в воде или в другом растворителе.

**ВЕЩЕСТВА ПО РАСТВОРИМОСТИ В ВОДЕ**

Хорошо растворимые	Мало растворимые	Нерастворимые
<i>Твердые вещества</i>		
сахар, медный купорос	гипс, сульфат свинца	стекло, серебро, золото
<i>Жидкие вещества</i>		
спирт, ацетон	диэтиловый эфир	керосин, растительное масло
<i>Газообразные вещества</i>		
хлороводород, аммиак	метан, азот, кислород	инертные газы



**Растворение твердых веществ в жидкости**

1 – растворитель, 2 – твердое вещество, 3 – ионы или молекулы (отрываются от поверхности)

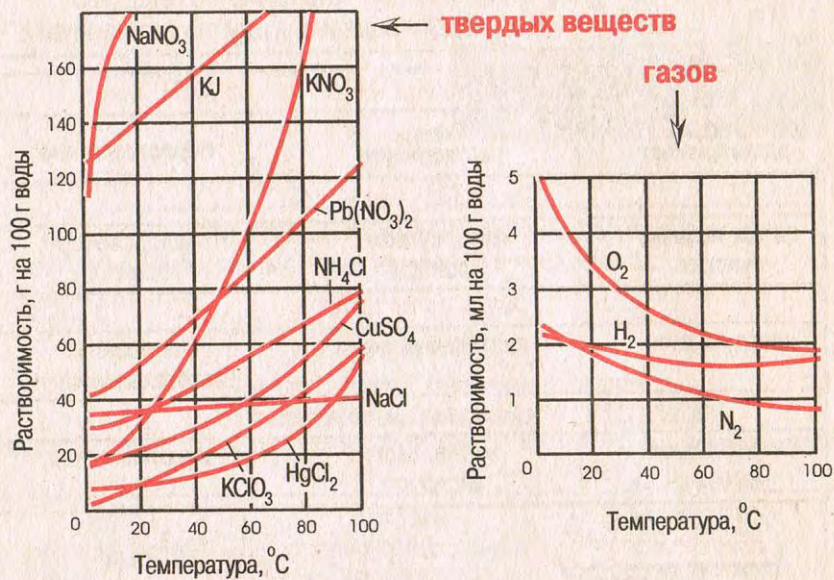
**Насыщенный раствор** – это такой раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества.

**Количество растворенного вещества:**



**Коэффициент растворимости** или **растворимость** вещества выражается максимальным числом граммов вещества, которое можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре.

Кривые растворимости



**Кристаллизация** – выделение вещества из раствора при понижении температуры

**Перекристаллизация** – метод очистки веществ

**Тепловые явления при растворении**

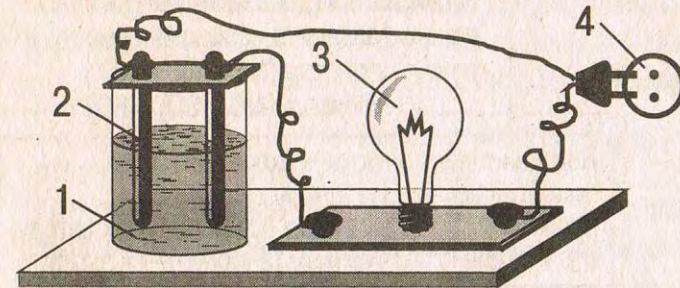
**Экзотермический процесс** – растворение веществ сопровождается выделением теплоты ( $\Delta H < 0$ ).  
Например:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в воде

**Эндотермический процесс** – растворение веществ сопровождается поглощением теплоты ( $\Delta H > 0$ ).  
Например:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в воде

$\Delta H$  – количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при растворении 1 моль вещества (кДж/моль).

**Электролиты и неэлектролиты**

Прибор для определения электрической проводимости раствора



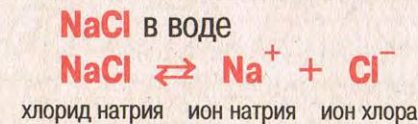
1 – раствор, 2 – угольные стержни (электроды),  
3 – электрическая лампа, 4 – электрическая сеть.

Лампа загорается  $\Rightarrow$  раствор проводит электрический ток

Вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и потому проводящие электрический ток, называются **электролитами** (кислоты, основания и почти все соли).

Вещества, которые в тех же условиях на ионы не распадаются и электрический ток не проводят, называются **неэлектролитами** (большинство органических соединений и вещества с неполярными и малополярными ковалентными связями).

Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется **электролитической диссоциацией**.



Теория электролитической диссоциации



**I** Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительные и отрицательные.  
ионы простые ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ )  
ионы сложные ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ )

**II** Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные (катионы) → к катоду, отрицательно заряженные (анионы) → к аноду.

**III**

Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация)  $\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^-$

Механизм диссоциации

молекулярной



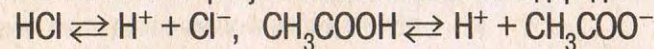
ионной

Схема электролитической диссоциации полярной молекулы в водном растворе



Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

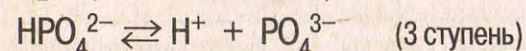
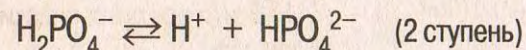
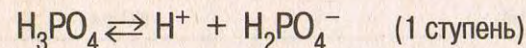
**Кислотами** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.



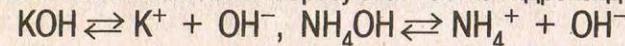
**Основность кислоты** определяется числом катионов водорода, которые образуются при диссоциации.

$\text{HCl}$  – одноосновная,  $\text{H}_2\text{S}$  – двухосновная,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – трехосновная.

Диссоциируют ступенчато двух- и многоосновные кислоты:



**Основаниями** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

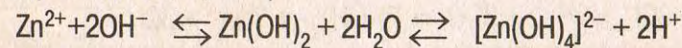


Основания, растворимые в воде, называются **щелочами** – это основания щелочных и щелочноземельных металлов.

**Кислотность основания** определяется числом гидроксильных групп (гидроксогрупп).

$\text{NH}_4\text{OH}$  – однокислотное,  $\text{Ca(OH)}_2$  – двухкислотное,  $\text{Fe(OH)}_3$  – трехкислотное.

**Амфотерные электролиты** при диссоциации образуют одновременно катионы водорода и гидроксид-ионы (вода, гидроксиды  $\text{Zn}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Cr} \dots$ )



**Солями** называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катионы аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотных остатков.

Степень диссоциации

$$\alpha = \frac{N'}{N}$$

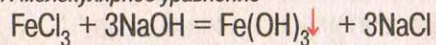
$\alpha$  – степень диссоциации; выражается в долях от единицы или в %.  
 $N'$  – число распавшихся на ионы молекул  
 $N$  – общее число молекул вещества, внесенных в раствор

Сильные электролиты при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы.	Слабые электролиты при растворении в воде частично диссоциируют на ионы.
1. Почти все соли	1. Почти все органические кислоты
2. Многие минеральные кислоты, например: $H_2SO_4$ , $HNO_3$ , $HCl$ , $HBr...$	2. Некоторые минеральные кислоты, например: $H_2CO_3$ , $H_2S$ , $HNO_2$ , $HClO...$
3. Основания щелочных и щелочноземельных металлов (щелочи)	3. Многие основания металлов (не щелочи), а также $NH_4OH$ , вода

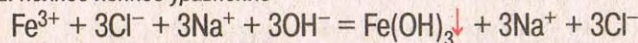
Реакции ионного обмена

Все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами – **ионными реакциями**, уравнения этих реакций – **ионными уравнениями**.

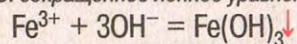
1. молекулярное уравнение



2. полное ионное уравнение



3. сокращенное ионное уравнение

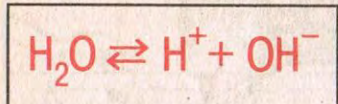


↓ – выпадает в виде осадка

↑ – удаляется в виде газа

Если в таких реакциях не происходит изменения зарядов ионов, то реакции являются **ионообменными**.

Диссоциация воды



Опытом установлено: в 1 л воды при  $t = 22^\circ C$  диссоциирует  $10^{-7}$  моль воды, образуются  $10^{-7}$  моль/л  $H^+$  и  $10^{-7}$  моль/л  $OH^-$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

$[H^+]$  – концентрация ионов водорода  
 $K_B$  – ионное произведение воды

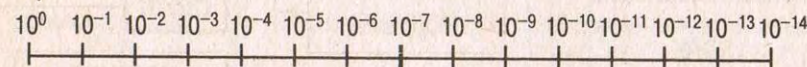
$[H^+] \approx 10^{-7}$  моль/л → нейтральный раствор  
 $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л → кислый  
 $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л → щелочной

Водородным показателем **pH** называется десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком

$$pH = -\lg [H^+] \text{ или } [H^+] = 10^{-pH}$$

$[H^+]$

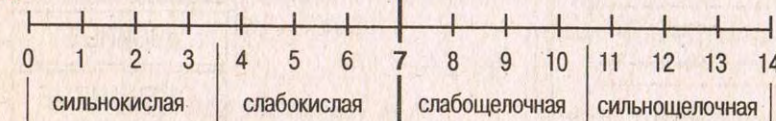
моль/л



← Увеличение кислотности

Увеличение щелочности →

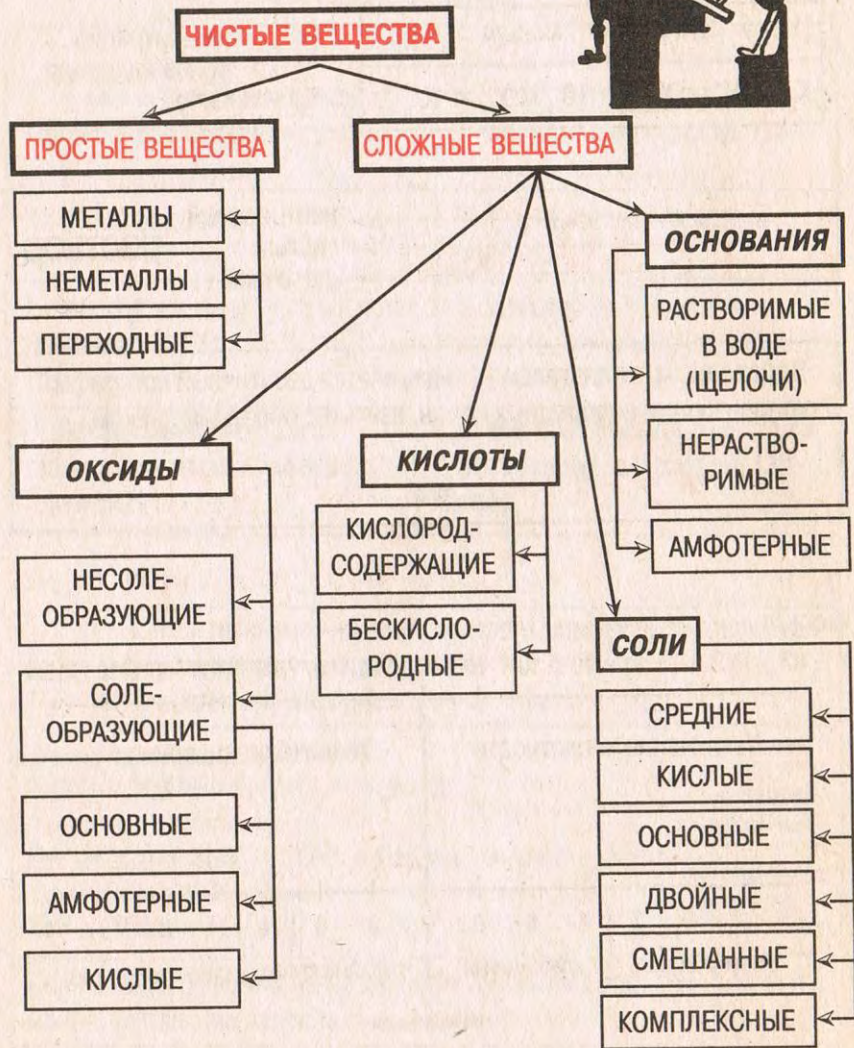
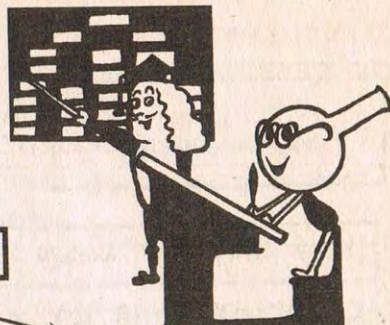
pH



реакция раствора

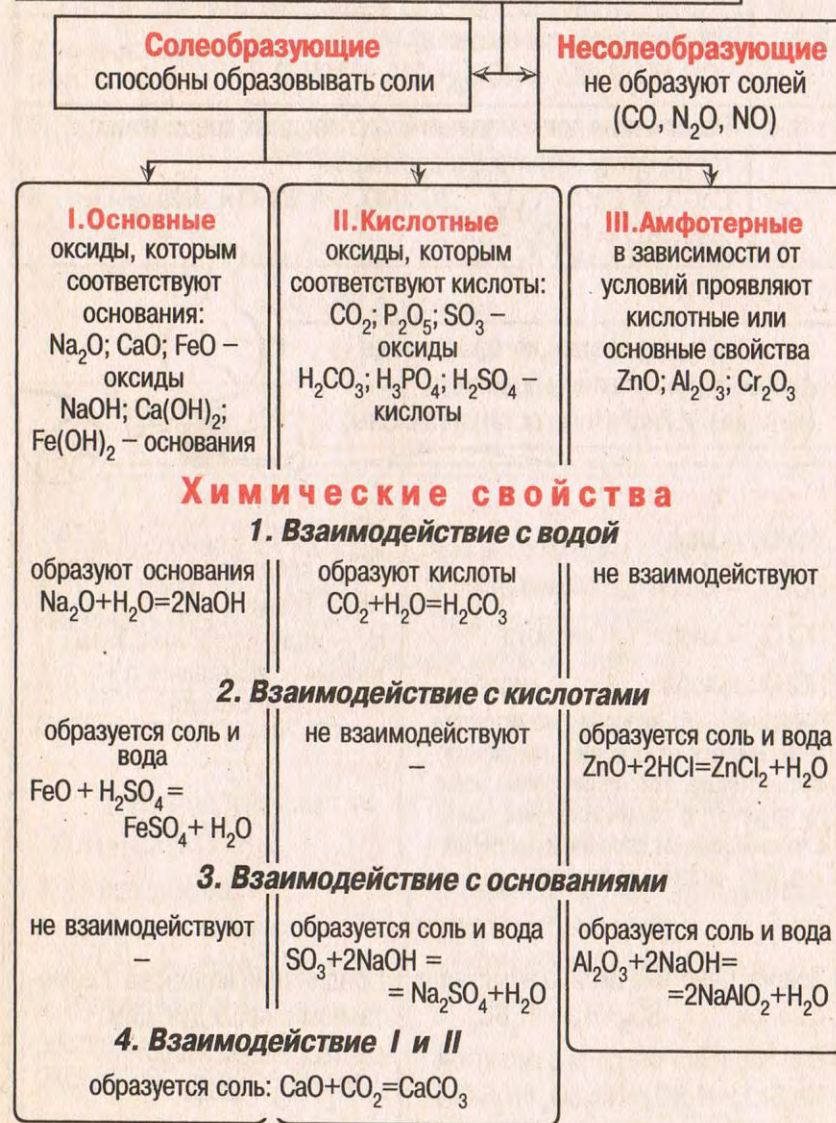
нейтральная

**ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**



**Оксиды**

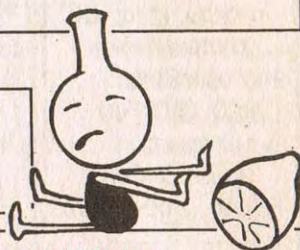
**Оксиды** – сложные вещества, состоят из 2-х элементов, один из которых кислород.



№	Получение оксидов
1.	Соединение простого вещества с кислородом (горение) $C + O_2 = CO_2$ ; $4Li + O_2 = 2Li_2O$
2.	Горение сложных веществ $4CH_3NH_2 + 9O_2 = 4CO_2 + 2N_2 + 10H_2O$
3.	Разложение при нагревании кислородных соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$ ; $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$ ; $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$

### Кислоты

**Кислоты** — вещества, которые в воде диссоциируют на ионы водорода (катионы) и кислотные остатки (анионы).



#### Кислородные

$HClO_4$  — хлор<sup>+7</sup>ная кислота  
 $HClO_3$  — хлор<sup>+5</sup>новатая кислота  
 $HClO_2$  — хлор<sup>+3</sup>истая кислота  
 $HClO$  — хлор<sup>+1</sup>новатистая кислота  
 Название — от названия неметалла в зависимости от степени окисления: если степень окисления равна номеру группы, то окончание -ная, -вая; с уменьшением степени окисления — -оватая, -истая, -оватистая.

#### Бескислородные

$HF$  — фтор<sup>0</sup>водородная к-та  
 $HCl$  — хлор<sup>0</sup>водородная к-та  
 $HBr$  — бром<sup>0</sup>водородная к-та  
 $HI$  — иод<sup>0</sup>водородная к-та  
 Название: неметалл + <sup>0</sup> + водородная кислота

#### Получение

Взаимодействие оксида неметалла с водой  
 $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$   
 Взаимодействие соли с кислотой  
 $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SiO_3 \downarrow$

Соединение водорода с неметаллом с последующим растворением в воде  
 $H_2 + Br_2 = 2HBr$

### Свойства кислот

Физические свойства	Химические свойства
1. Кислоты: жидкие, твердые. 2. Многие хорошо растворимы в воде. 3. Растворы кислот → кислый вкус. 4. Разъедают растительные и животные ткани. 5. Синий лакмус $\xrightarrow{\text{кислота}}$ красный.	1. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода в ряду металлов (см. стр. 54) $2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2 \uparrow$ 2. Взаимодействие с основными оксидами $H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O$ 3. С основаниями $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$ 4. С солями $H_2SO_4 + K_2SiO_3 = H_2SiO_3 \downarrow + K_2SO_4$

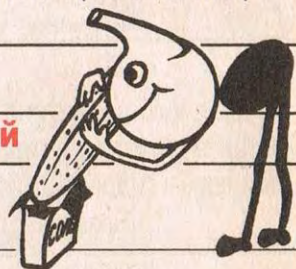
### Гидроксиды

Основания	Амфотерные гидроксиды
в воде диссоциируют на ионы металла (аммония в гидрате аммиака) и гидроксид-ионы. Название: гидроксид + название металла	при диссоциации образуют одновременно и катионы $H^+$ , и гидроксид-ионы $OH^-$ .
$NaOH$ — гидроксид натрия	$Al(OH)_3$ — гидроксид алюминия
<b>Химические свойства</b>	
1. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации) $KOH + HCl = KCl + H_2O$ 2. Взаимодействие с кислотными оксидами $2NaOH + SiO_2 = Na_2SiO_3 + H_2O$ 3. Взаимодействие с растворами солей $2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2 \downarrow + K_2SO_4$	1. Взаимодействие с металлами (реакция нейтрализации) $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$ 2. Взаимодействие с основаниями (в водных растворах) $Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$



Соли

№	Соли
I	<b>Средние.</b> Полное замещение атомов водорода кислоты на катион или группы OH на кислотный остаток. $\text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
II	<b>Кислые.</b> Неполное замещение атомов H. $\text{NaHSO}_4$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
III	<b>Основные.</b> Неполное замещение гидроксогрупп (OH) основания на кислотные остатки. $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
IV	<b>Двойные.</b> Состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ; $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$
V	<b>Смешанные.</b> Состоят из ионов одного металла и двух кислотных остатков. $\text{CaCl}(\text{OCl})$ ; $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
VI	<b>Комплексные.</b> В состав входят сложные (комплексные) ионы. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



№	Получение солей
1.	Реакция нейтрализации $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2.	Кислоты с основными оксидами $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3.	Кислоты с солями $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} + 2\text{HCl}$
4.	Соль с солью $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$
5.	Основания с кислотными оксидами $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
6.	Щелочи с солями $3\text{KOH} + \text{FeCl}_3 = \text{KCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
7.	Основные оксиды с кислотными оксидами $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$
8.	Металлы с неметаллами $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$
9.	Металлы с кислотами $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
10.	Металлы с солями $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

Свойства солей

Физические свойства	Химические свойства
1. В основном твердые кристаллические вещества	1. С металлами $\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$ (см. ряд стандартных электродных потенциалов)
2. По растворимости в воде: – растворимые – малорастворимые – нерастворимые	2. Со щелочами $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
	3. С кислотами $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{FeSO}_4$
	4. С солями $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \downarrow$

**Гидролиз солей** – взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.  
Возможен если:

1. соли образованы слабой кислотой и сильным основанием → щелочная реакция раствора (pH > 7)
2. соли образованы сильной кислотой и слабым основанием → кислая реакция раствора (pH < 7)
3. соли образованы слабой кислотой и слабым основанием

Гидролиз солей происходит в тех случаях, когда их ионы, образующиеся в результате электролитической диссоциации, способны образовывать с водой слабые (малодиссоциированные) электролиты.

Составление уравнений гидролиза солей

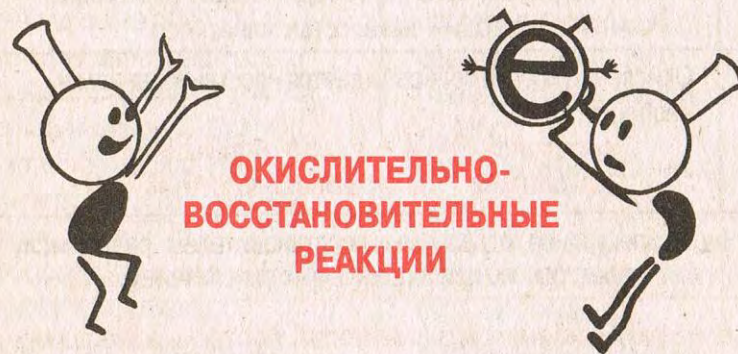
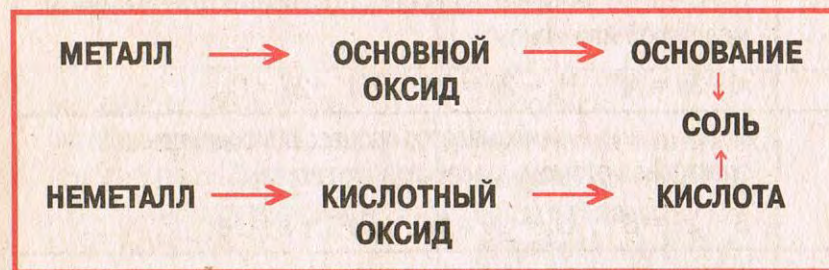
Гидролиз солей, образованных слабыми (многоосновными) кислотами и сильными основаниями:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

<b>I ступень</b>	1. сокращенная ионная форма: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ 2. ионная форма: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$
<b>II ступень</b>	1. сокращенная ионная форма: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ 2. ионная форма: $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$

Гидролиз солей, образованных слабыми (многокислотными) основаниями и сильными кислотами:  $\text{AlCl}_3$

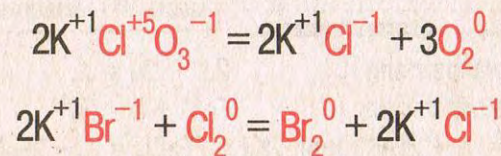
<b>I ступень</b>	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$
<b>II ступень</b>	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$
<b>III ступень</b>	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}^- + \text{H}^+$ 3. молекулярная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$

Связь между классами неорганических соединений



Теория окислительно-восстановительных реакций

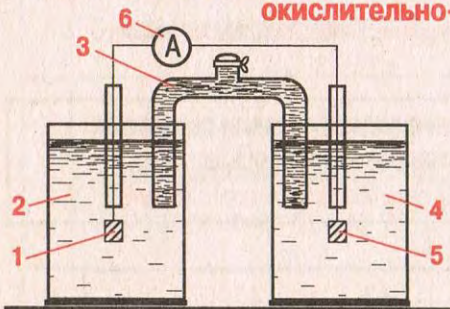
Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ**



№	Основные положения теории
1	<p><b>Окислением</b> называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом:</p> $\text{Al} - 3\bar{e} = \text{Al}^{3+}; \text{H}_2 - 2\bar{e} = 2\text{H}^+; 2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$
2	<p><b>Восстановлением</b> называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом:</p> $\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}; \text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-; \text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$
3	<p>Атомы, молекулы, ионы, отдающие электроны, называются <b>восстановителями</b>, в реакции они окисляются.</p> <p>Атомы, молекулы, ионы, присоединяющие электроны, — <b>окислители</b>, в реакции они восстанавливаются.</p>
4	<p>Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот:</p> <p style="text-align: center;"><b>восстановитель</b> — <math>\bar{e} \rightleftharpoons</math> <b>окислитель</b>  <b>окислитель</b> + <math>\bar{e} \rightleftharpoons</math> <b>восстановитель</b></p>

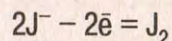
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

**Схема гальванического элемента, построенного на основе окислительно-восстановительной реакции**

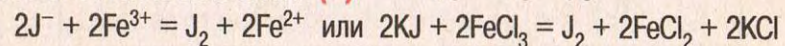
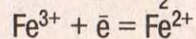


1 и 5 — платиновые электроды,  
 2 — стакан с раствором KJ,  
 4 — стакан с раствором FeCl<sub>3</sub>,  
 3 — U-образная трубка, заполненная раствором KCl, обеспечивающим ионную проводимость, 6 — амперметр.

Окисление восстановителя (2):



Восстановление окислителя (4):



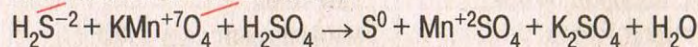
**Важнейшие восстановители и окислители**

Восстановители	Окислители
<p>Металлы, водород, уголь; оксид углерода (II) CO, сероводород H<sub>2</sub>S, оксид серы (IV) SO<sub>2</sub>, сернистая кислота H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и ее соли; йодоводородная кислота HI, бромоводородная кислота HBr, соляная кислота HCl; хлорид олова (II) SnCl<sub>2</sub>, сульфат железа (II) FeSO<sub>4</sub>, сульфат марганца (II) MnSO<sub>4</sub>, сульфат хрома (III) Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; азотистая кислота HNO<sub>2</sub>, аммиак NH<sub>3</sub>, гидразин N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, оксид азота (II) NO; фосфористая кислота H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>; альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза.</p> <p><b>Катод при электролизе.</b></p>	<p>Галогены; перманганат калия KMnO<sub>4</sub>, манганат калия K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>, оксид марганца (IV) MnO<sub>2</sub>; дихромат калия K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, хромат калия K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>; азотная кислота HNO<sub>3</sub>; кислород O<sub>2</sub>, озон O<sub>3</sub>; пероксид водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.), селеновая кислота H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>; оксид меди (II) CuO, оксид серебра (I) Ag<sub>2</sub>O, оксид свинца (IV) PbO<sub>2</sub>; ионы благородных металлов (Ag<sup>+</sup>, Au<sup>3+</sup> и др.); хлорид железа (III) FeCl<sub>3</sub>; гипохлориты, хлораты и перхлораты; "царская водка", смесь концентрированных азотной и соляной кислот.</p> <p><b>Анод при электролизе.</b></p>

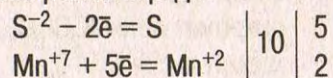
**Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций**

**I. Метод электронного баланса** (тв.+тв., тв.+газ)

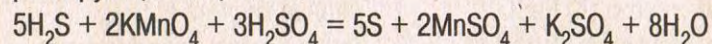
1) Схема реакций с указанием степеней окисления. Найти восстановитель и окислитель.



2) Записать полуреакции окисления и восстановления, сбалансировать заряды.



3) Суммировать полуреакции в полное уравнение, найти коэффициенты при окислителе, восстановителе и других реагирующих веществах.



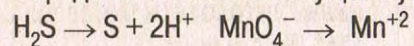
4) В ионной форме:  $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ = 5\text{S} + 2\text{Mn}^{+2} + 8\text{H}_2\text{O}$



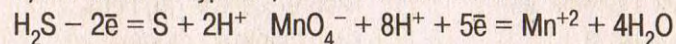
**II. Ионно-электронный метод** (в растворах)

1) Найти окислитель и восстановитель (пример тот же).

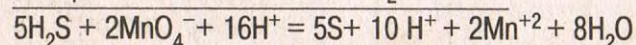
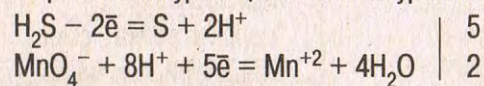
Определить какие ионы существуют.



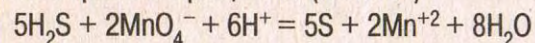
2) Записать полуреакции окисления и восстановления.



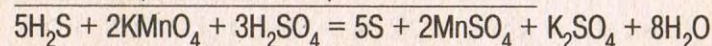
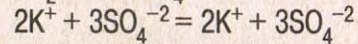
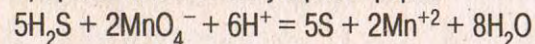
3) Суммировать полуреакции в полное уравнение



Электроны сокращаются (на 10H<sup>+</sup>)



4) Уравнение в молекулярной форме



**Влияние среды на характер протекания реакций**

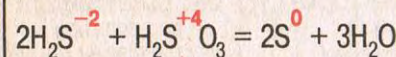
Окисленная форма		Восстановленная форма	
$\text{MnO}_4^-$	кислая среда $\text{H}^+$	$\text{Mn}^{+2}$	бесцветный раствор
	нейтральная $\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2$	бурый осадок
	щелочная $\text{OH}^-$	$\text{MnO}_4^{-2}$	раствор темно-зеленого цвета

**Классификация**

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАВОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

**МЕЖМОЛЕКУЛЯРНЫЕ**

Окислитель и восстановитель в разных веществах



восстановитель окислитель

**ВНУТРИМОЛЕКУЛЯРНЫЕ**

Окислитель и восстановитель в одном веществе:

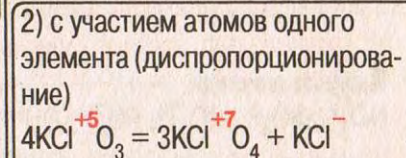
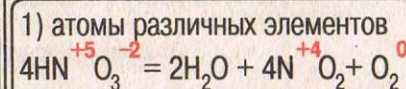
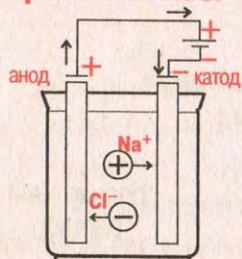
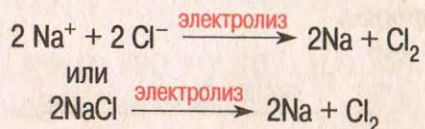
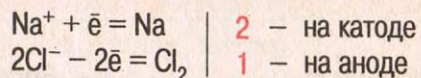
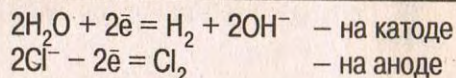
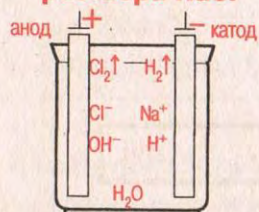


Схема электролиза  
расплава NaCl

## ЭЛЕКТРОЛИЗ



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

Схема электролиза  
раствора NaCl

молекулярная форма:



## Катодные процессы

Увеличение окислительной способности ионов

## Электрохимический ряд напряжения

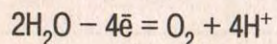
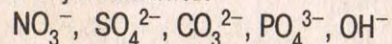
$\text{Li}^+ \text{K}^+ \text{Ca}^{2+} \text{Na}^+ \text{Mg}^{2+} \text{Al}^{3+}$	$\text{Zn}^{2+} \text{Cr}^{3+} \text{Fe}^{2+} \text{Ni}^{2+} \text{H}^+$	$\text{Cu}^{2+} \text{Ag}^+ \text{Hg}^{2+} \text{Au}^{3+}$
не восстанавливаются на катоде, — восстанавливаются молекулы воды	восстанавливаются на катоде вместе с молекулами воды	восстанавливаются в растворе при электролизе на катоде

Усиление восстановительных свойств металлов

## На нерастворимом аноде

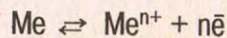
(из графита, угля, платины, иридия)

В случае анионов:



## На растворимом аноде

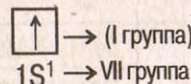
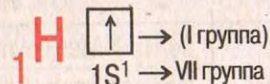
(из меди, серебра, цинка и др. металлов)



## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



## ВОДОРОД



## В природе

- Водород составляет 50% массы Солнца
- На Земле — 1%
- В свободном виде — в газах нефтяных скважин, в верхних слоях атмосферы
- В воде, в органических соединениях.

## ПОЛУЧЕНИЕ H

## В промышленности

Уравнение	Условия
1) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$	$t = 1000^\circ\text{C}$ .
2) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$	$t = 1300^\circ\text{C}$ . Кат. Ni, MgO, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
3) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	$t = 300^\circ\text{C}$ . Кат. FeO
4) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$	Электролиз
5) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$	$t = 450^\circ\text{C}$ . Кат. Ni

## В лаборатории

1) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$	(восстановление металлами, стоящими в ряду металлов до Mg)
2) $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$	(амфотерные металлы)
3) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$	(катализатор HgCl <sub>2</sub> )
4) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$	(так реагируют все активные Me)

## ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ВОДОРОДА


- H<sub>2</sub> в органических синтезах (NH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>OH, HCl, бензин, каучук)
- H<sub>2</sub> в высокотемпературных горелках (получение искусств. рубинов)

СВОЙСТВА  $H_2$ Физические свойства  $H_2$ 

$H_2$  – легкий газ, без цвета и запаха.  
Малорастворим в воде.  
При  $t = -252,8^\circ C$  – жидкий водород (без цвета).

Химические свойства  $H_2$ 

Водород – восстановитель	Водород – окислитель
1) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ (гидриды имеют свойства кислот) 2) $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$ 3) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (в $O_2$ водород горит голубым пламенем) 4) $H_2 + S \rightarrow H_2S$ (при нагревании) 5) $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$ (процесс Габбера, обратимый) $t=450^\circ C$ , $P=500$ атм, Кат.–Fe 6) $H_2 + CuO \rightarrow Cu + H_2O$ (металлы после H в ряду металлов)	1) $H_2 + Me$ (группы IA и IIA) $\rightarrow$ ионные гидриды (твердые вещества). Условие реакции – нагревание. $H_2 + 2Na = 2NaNH$

Соединения водорода: ВОДА СВОЙСТВА  $H_2O$ Физические свойства  $H_2O$ 

При  $t = 0-100^\circ C$  жидкость без цвета, запаха, вкуса;  $t < 0^\circ C$  – твердое вещество (лед),  $t > 100^\circ C$  – газ (пар).

Химические свойства  $H_2O$ 

- 1) Реакции с активными металлами:  $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
- 2) Реакции с неметаллами:  $C + H_2O \rightarrow H_2 + CO$  (водяной газ)
- 3) С оксидами основными:  $H_2O + CaO \rightarrow Ca(OH)_2$   
кислотными:  $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
- 4) С солями: гидролиз  $AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons AlCl_2(OH) + HCl$   
образование кристаллогидратов  $CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- 5) с гидридами активных металлов:  $KH + H_2O \rightarrow KOH + H_2$

**Очистка воды:** 1) от крупных частиц – фильтрованием;  
2) от растворенных солей:

временная жесткость  $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$   
(см. стр. 61) или кипячением;

постоянная жесткость  $CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$

3) от взвесей – добавлением солей Al:

$Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3CaSO_4$

$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3Na_2SO_4 + 3CO_2 \uparrow$

ПЕРОКСИД ВОДОРОДА  $H_2O_2$  

## Получение пероксида водорода

В лаборатории	В промышленности
1) $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$	а) $2H_2SO_4 \rightarrow H_2 + H_2S_2O_8$ (электролиз)
2) $BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O_2$	б) $H_2S_2O_8 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$

СВОЙСТВА  $H_2O_2$ 

- 1)  $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$  (освещение дневным светом)
- 2)  $H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$  ( $H_2O_2$  – окислитель)
- 3)  $H_2O_2 - 2e^- \rightarrow O_2 + 2H^+$  ( $H_2O_2$  – восстановитель)

**ИСПОЛЬЗОВАНИЕ  $H_2O_2$ :** отбеливатель;  
3-5% раствор – для дезинфекции.

## ГИДРИДЫ МЕТАЛЛОВ

## Образование гидридов металлов

$H_2 + Me$  (группы IA и IIA)  $\rightarrow$  ионные гидриды

## СВОЙСТВА ГИДРИДОВ МЕТАЛЛОВ

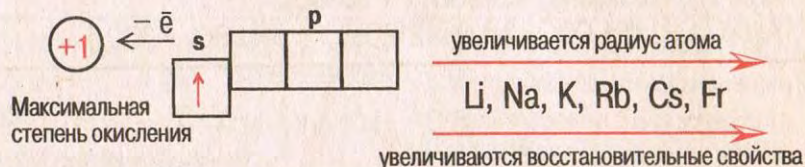
$LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$  (гидриды металлов – сильные восстановители)  
 $2LiH + B_2H_6 \rightarrow 2Li[BH_4]$  (тетрагидроборат (III) лития)  
 Реакция идет в диэтиловом эфире.



## ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ. I ГРУППА. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА. Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

### Общая характеристика элементов

$ns^1$  – общая электронная плотность



Очень мягкие металлы с малой плотностью, малой электроотрицательностью, малым потенциалом ионизации, низкими температурами кипения и плавления; чрезвычайно реакционноспособны, растворимы в жидком аммиаке, аминах, эфирах. Оксиды и гидроксиды – сильные основания.

**Получение.** 1. Электролиз расплавов хлоридов и гидроксидов этих металлов:  $4KOH = 4K + O_2 + 2H_2O$   
2.  $2KF + CaC_2 \xrightarrow{t} 2K + 2C + CaF_2$

**Химические свойства.** Взаимодействуют:

- с кислородом:  $2Na + O_2 = Na_2O_2$  (в обычных условиях)  
 $4Li + O_2 = 2Li_2O$  (только оксид лития)
- с галогенами:  $2Na + Cl_2 = 2NaCl$  (галогенид)
- с серой при нагревании:  $2Na + S = Na_2S$  (сульфид)
- с азотом:  $6Na + N_2 = 2Na_3N$  (нитрид)
- с водородом при нагревании:  $2Na + H_2 = 2NaN$  (гидрид)
- с водой:  $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

**Окрашивание пламени**  
качественные реакции

- Li – красное
- Na – желтое
- K – фиолетовое

### СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Щелочи  $Me(OH)$

твердые кристаллические вещества, типично ионные соединения, сильные основания.

**Получение** NaOH.

- Электролиз водного раствора NaCl  
 $H_2O + 2NaCl = Cl_2\uparrow + H_2\uparrow + 2NaOH$
- Карбонатный метод  $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3\downarrow$

**Химические свойства:**

- $2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO + H_2O$  (в холодном растворе)  
 $6NaOH + 3Cl_2 = 5NaCl + NaClO_3 + 2H_2O$  (в горячем растворе)
- $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$  (реакция нейтрализации)
- $2NaOH + Ca^{2+} = Ca(OH)_2\downarrow + 2Na^+$  (осаждение нерастворимых гидроксидов)  
 $NaOH + Al(OH)_3 = Na[Al(OH)_4]$  (с амфотерными гидроксидами)
- $NaOH + NH_4Cl = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$  (вытеснение слабых оснований из их солей)
- $2NaOH + 2NO_2 = NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$  (связывание оксидов азота)
- $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$  (при недостатке  $CO_2$ )  
 $NaOH + CO_2 = NaHCO_3$  (при избытке  $CO_2$ )

**Применение** (примеры): *NaOH* – для титрования кислот, гидролиза органических соединений; для производства мыла. *KOH* – для получения жидкого мыла, электролит в аккумуляторах.

Соли щелочных металлов

ионные соединения, хорошо растворимы в воде, растворимость растет от *Li* к *Cs*

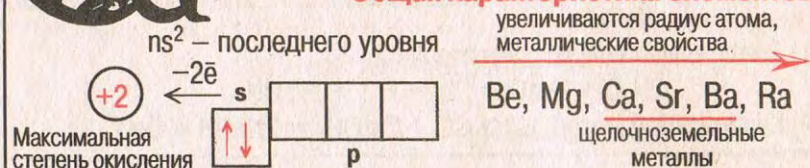
**Важнейшие:**

- **хлорид натрия  $NaCl$** . Используется в пище, для консервирования; сырье для получения гидроксида Na, хлора, соляной кислоты, соды...
- **сульфат натрия  $Na_2SO_4$** . Используется в производстве соды и стекла.
- **калийные соли** – калийные удобрения ( $KCl$ ,  $KCl \cdot MgCl_2$ ,  $K_2CO_3$ ).



## ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ. (Be, Mg) Ca, Sr, Ba, Ra. II A ГРУППА.

### Общая характеристика элементов



Металлы химически активные:

- взаимодействуют с  $H_2O \rightarrow Me(OH)_2$ , кроме Be.
- взаимодействуют с водородом  $\rightarrow MeH_2$  – гидриды.

### КАЛЬЦИЙ Ca

**Физические свойства Ca:** легкий, беловато-серый, пластичный.

**В природе:**  $CaCO_3$  – мел, мрамор, известняк;  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  – гипс;  $Ca_3(PO_4)_2$  – фосфорит.

### Получение Ca:

- электролиз расплавов солей  $CaCl_2 = Ca + Cl_2$ ;
- из оксидов  $2CaO + 2Al = 2Ca + Al_2O_3$

### Химические свойства Ca

#### С простыми веществами

- $Ca + H_2 = CaH_2$
- $3Ca + Cl_2 = CaCl_2$  (галогениды)
- $2Ca + O_2 = 2CaO$  (кирпично-красное пламя)  
 $Ca + O_2 = CaO_2$  (пероксиды)
- $3Ca + N_2 = Ca_3N_2$   
при нагревании  
(Be не вступает в эту реакцию)
- $Ca + 2C = CaC_2$  (карбид)  
при нагревании

#### Со сложными веществами

- $Ca + 2NH_3 = Ca(NH_2)_2 \downarrow + H_2 \uparrow$   
(амид)  
Be и Mg с  $NH_3$  (жидк.) не образуют амиды.
- $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$   
(в холодной воде кроме Mg и Be)
- $Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2 \uparrow$   
любая кислота кроме  $HNO_3$

### СОЕДИНЕНИЯ Ca

#### Оксид кальция $CaO$ – “негашеная известь”

**Получение:**  $CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$  (обжиг)

**Химические свойства:**  $CaO$  – основной оксид

- $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$  – гашеная известь
- $CaO + SiO_2 = CaSiO_3$
- $CaO + CO_2 = CaCO_3$
- $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
- $CaO + 3C = CaC_2 + CO \uparrow$  (нагревание)

#### Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ – “гашеная известь”

**Получение:**  $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

**Физические свойства:** твердое вещество белого цвета, малорастворимо в воде.

**Качественная реакция на  $Ca^{2+}$**

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$  – раствор мутнеет, при дальнейшем пропускании  $CO_2$  раствор становится прозрачным:  
 $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$

**Применение соединений Ca:**  $CaCl_2$  – влагопоглощающее средство;  $CaS$  – для выделки кожи;  $Ca(OH)_2$  – в сельском хозяйстве, строительстве.

**Жесткость воды** обусловлена наличием в ней ионов  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$

#### Карбонатная – временная

$Ca(HCO_3)_2, Mg(HCO_3)_2, Fe(HCO_3)_2$   
**Удаление (“смягчение воды”):**  
– кипячением  
 $Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$   
– добавлением соды  
 $Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + 2NaHCO_3$

#### Некарбонатная – постоянная

$CaCl_2, CaSO_4, MgCl_2, MgSO_4$   
**Удаляется: добавлением соды**  
 $CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$   
 $MgSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O = (Mg(OH))_2CO_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + Na_2SO_4$





## ЭЛЕМЕНТЫ III A ГРУППЫ. В, Al, Ga, In, Tl

### Общая характеристика элементов

возрастают  
металлические  
свойства

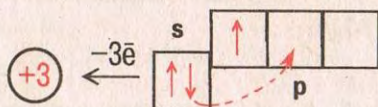
В  
Al  
Ga  
In  
Tl

неметалл, высокие температуры кипения и плавления, инертен, ядовит

амфотерные свойства

металлы, легкоплавкие, In и Tl очень мягкие металлы, соли подвергаются гидролизу

$ns^2np^1$  – электронная формула последнего уровня



Максимальная степень окисления

### АЛЮМИНИЙ Al

#### Физические свойства:

серебристый металл, легкий и прочный; электрическая проводимость и теплопроводность высокие; легко поддается обработке; легко образует сплавы.

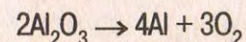
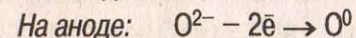
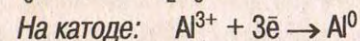
#### В природе:

алюмосиликаты – соли, образованные оксидами Al, Si, щелочных и щелочноземельных металлов;  
бокситы –  $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ ;  
глины –  $Al_2O_3 \cdot nSiO_2$ ;  
нефелины –  $KNa_3[AlSiO_4]_4$ ;  
корунд – минерал  $Al_2O_3$ ;  
криолит – минерал  $AlF_3 \cdot 3NaF$  или  $Na_3[AlF_6]$

### Получение – электролиз

руда, боксит → очистка от примесей → обезвоживание

**Электролиз  $Al_2O_3$ :** при  $t = 950^\circ C$  в расплаве криолита  $Na_3[AlF_6]$ , так как  $Al_2O_3$  не проводит электрический ток.



### Химические свойства Al

- $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$  – покрывается прочной пленкой оксида
  - $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$  ( $Br_2, J_2$ ) – на холоде
  - $2Al + 3S = Al_2S_3$  (N, C) – при нагревании
  - $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$
  - $2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$  – растворяется в щелочах  
гидроксоалюминат
  - $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$
  - $2Al + 6H_2SO_{4(конц.)} = Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$
  - $Al + 6HNO_{3(конц.)} = Al(NO_3)_3 + 3NO_2 \uparrow + 3H_2O$
- Al пассивирует реакции при нагревании

**Алюмотермия** – получение металлов (Fe, Cr, Mn, Ti, W) из их оксидов:  
 $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe$  (термит)

### Использование:

Al – конструкционный материал, входит в состав сплавов, например: дуралюмин (с 5% Cu и 2% Mg) и др.; устойчив к коррозии; алюминиевые бронзы (Cu + 5% Al) – для чеканки монет; пигмент краски “серебрянки”; в металлургии – для получения металлов; для сварки стали.

СОЕДИНЕНИЯ  $Al^{+3}$

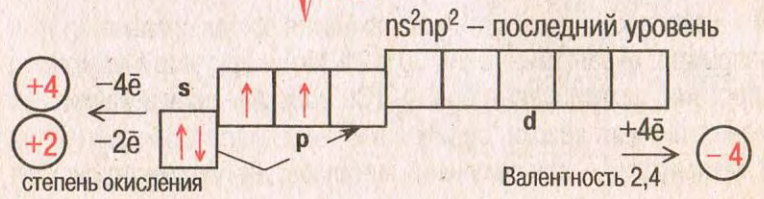
<b>Оксид <math>Al_2O_3</math> (корунд)</b> Белые, твердые вещества, не растворяются в воде.	<b>Гидроксид <math>Al(OH)_3</math></b>
<b>Получение</b>	
1) Очистка природных соединений 2) В лаборатории: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ (сжигание в $O_2$ ) $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$ (прокаливание)	1) Осаждение из солей $AlCl_3 + 2NaOH = Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$ $Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$ $Na[Al(OH)_4] + HCl = Al(OH)_3 + NaCl + H_2O$
<b>Амфотерные свойства</b>	
1) $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$ 2) $Al_2O_3 + 2NaOH + 7H_2O = 2Na[Al(OH)_4 \cdot (H_2O)_2]$ 3) $Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$ (сплавнение)	1) $Al(OH)_3 + 3HCl = 3H_2O + AlCl_3$ 2) $Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$

**ЭЛЕМЕНТЫ IV A ГРУППЫ.**  
**C, Si, Ge, Sn, Pb**

**Общая характеристика элементов**

<b>C</b>	} — <b>неметаллы</b> не образуют в растворах и расплавах свободных катионов
<b>Si</b>	
<b>Ge</b>	} — <b>металлы</b> кислотообразующие свойства имеют
<b>Sn</b>	
<b>Pb</b>	

растет размер атома и электроположительность  
усиливаются восстановительные металлические свойства


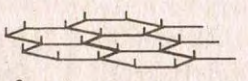


**УГЛЕРОД C**

**В природе:**

- 1) В свободном состоянии: алмаз, графит, карбин.
- 2) В ископаемых: каменный уголь, бурый уголь; природные карбонаты:  $CaCO_3$  – известняк, мел, мрамор;  $MgCO_3$  – магнезит;  $FeCO_3$  – железный шпат;  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$  – доломит.
- 3) В органических веществах.
- 4) В воздухе –  $CO_2$ .

**Физические свойства аллотропных модификаций C**

АЛМАЗ	ГРАФИТ	КАРБИН
		$-C \equiv C - C \equiv C -$
$sp^3$ -гибридизация, тетраэдрические $\sigma$ -связи, прочные ковалентные неполярные связи. Бесцветное кристаллическое вещество, очень твердое, плохо проводит тепло, не проводит ток.	$sp^2$ -гибридизация, слоистая структура, большое расстояние между слоями $\Rightarrow$ непрочные связи между слоями. Темно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь, тугоплавкое, проводит ток.	$sp$ -гибридизация, линейный полимер. Мелкий кристаллический порошок черного цвета, более твердый, чем графит, полупроводник.

**Получение C**



**Адсорбция** – свойство угля и других твердых или жидких веществ удерживать на своей поверхности пары, газы и растворенные вещества.

## Химические свойства С

С – окислитель	С – восстановитель
1) $4Al + 3C = Al_4C_3$ (карбид Al) 2) $CaO + 3C = CO + CaC_2$ (карбид кальция) 3) $Ca + 2C = CaC_2$ 4) $2H_2 + C = CH_4$	1) $C + O_2 = CO_2$ ниже $500^\circ C$ $2C + O_2 = 2CO$ выше $900^\circ C$ 2) $C + H_2O = CO + H_2$ выше $1200^\circ C$ $C + 2H_2O = CO_2 + 2H_2$ ниже $1000^\circ C$ 3) $C + 2ZnO = 2Zn + CO_2$ (Cu, Fe, Pb...) 4) $3C + 4HNO_3 = 3CO_2 + 4NO + 2H_2O$

## СОЕДИНЕНИЯ С

Оксид углерода (II) :C=O:	Оксид углерода (VI) O=C=O
<p><b>I. Получение.</b></p> <p>1) В промышленности <math>CO_2 + C = 2CO</math> 2) В лаборатории <math>HCOOH = H_2O + CO \uparrow</math></p> <p><b>II. Физические свойства:</b> газ без цвета и запаха, очень ядовитый, так как соединяется с гемоглобином крови, плохо растворим в воде.</p> <p><b>III. Химические свойства:</b> CO – восстановитель. 1) <math>CO + CuO = Cu + CO_2</math> 2) <math>2CO + O_2 = 2CO_2</math> <math>\Delta H = -572</math> кДж – горит синим пламенем</p>	<p><b>I. Получение.</b></p> <p>1) В промышленности <math>CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow</math> 2) В лаборатории <math>CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O</math></p> <p><b>II. Физические свойства:</b> бесцветный газ, тяжелее воздуха, не поддерживает дыхание; растворим в воде, при <math>t = -76^\circ C</math> – сухой лёд.</p> <p><b>III. Химические свойства:</b> 1) <math>CO_2</math> – кислотный оксид. а) <math>CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3</math> б) <math>2CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O</math> 2) <math>CO_2</math> – окислитель а) <math>CO_2 + C = 2CO</math> б) <math>CO_2 + 2Mg = MgO + C</math></p> <p><b>IV. Использование:</b> в производстве соды, сахара, газированных напитков; в жидком виде – в огнетушителях; сухой лёд – для хранения продуктов.</p>
<p><b>Угльная кислота <math>H_2CO_3</math></b></p> <p><math>\begin{matrix} H-O \\   \\ H-O-C=O \end{matrix}</math> Существует только в растворе, в свободном виде неустойчива, слабый электролит.</p> <p><math>H_2CO_3 = CO_2 \uparrow + H_2O</math> – при нагревании Диссоциация: <math>H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-</math> <math>HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}</math></p>	

## Соли угольной кислоты

Карбонаты	Гидрокарбонаты
<p>Карбонаты щелочных металлов и <math>NH_4^+</math> растворимы в воде; щелочноземельных металлов – мало растворимы.</p> <p><math>CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow</math></p> <p><b><math>Na_2CO_3</math></b> – карбонат натрия: белый порошок; используется в производстве стекла, мыла, бумаги, моющих средств.</p> <p><b><math>K_2CO_3</math></b> – поташ: белый порошок; используется в производстве жидкого мыла, оптического стекла, пигментов.</p> <p><b><math>CaCO_3</math></b> – мел, мрамор, известняк; используется в строительстве.</p>	<p>Гидрокарбонаты щелочных, щелочноземельных металлов и <math>NH_4^+</math> растворимы в воде.</p> <p><b>Получение:</b> <math>CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2</math></p> <p><math>Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O</math></p> <p><b><math>NaHCO_3</math></b> – гидрокарбонат натрия или питьевая сода: белый порошок, плохо растворяется в воде; используется в пищевой промышленности, медицине.</p>
	<p><b>Качественная реакция на карбонат-ион:</b></p> <p>1) <math>CaCO_3 + HCl = CO_2 \uparrow + CaCl_2 + H_2O</math> – “вскипание” за счет выделения <math>CO_2</math>, далее 2) пропускаем <math>CO_2</math> через <math>Ca(OH)_2</math>: <math>Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O</math> – раствор мутнеет, 3) при избытке <math>CO_2</math>: <math>CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2</math> – помутнение исчезает.</p>

## КРЕМНИЙ Si

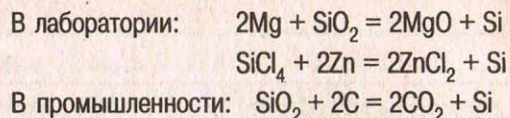
**В природе:** в виде оксида  $SiO_2$  и солей кремниевой кислоты – силикатов,  $NaAlSi_3O_8$  – полевого шпата,  $Al_2O_3 \cdot SiO_2 \cdot nH_2O$  – глины.

## Аллотропные модификации Si

**Алмазоподобная структура**  
sp<sup>3</sup>-гибридизация. Металлический блеск, электропроводен, инертен.

**Аморфный кремний**  
Бурый порошок, более реакционноспособен.

**Получение Si**



**Химические свойства**

Si – сравнительно инертен, реагирует с сильными окислителями или восстановителями. Как правило требуется высокая температура.

*Si – восстановитель*

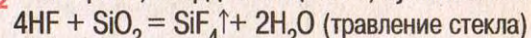
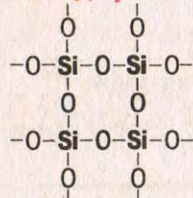
- $2F_2 + Si = SiF_4 \uparrow$  (фторид кремния) t комнатная
- $O_2 + Si = SiO_2$  при нагревании
- $2Cl_2 + Si = SiCl_4$  t = 400–600°C
- $2NaOH + H_2O + Si = Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$
- $C + Si = SiC$  (карбид кремния)

*Si – окислитель*

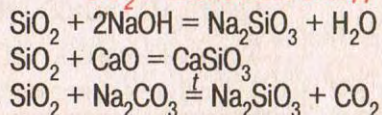
- $2Ca + Si = Ca_2Si$  (силицид кальция)

**СОЕДИНЕНИЯ Si**

**Оксид кремния SiO<sub>2</sub>** – инертен, твердое вещество, тугоплавкое.



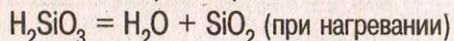
*SiO<sub>2</sub> – кислотный оксид*



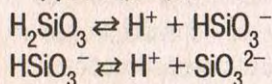
**Кремниевые кислоты: H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>** – ортокремниевая

H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – очень слабая кислота, в воде мало растворима.

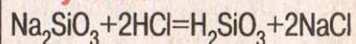
**H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>** – метакремниевая



Диссоциация:

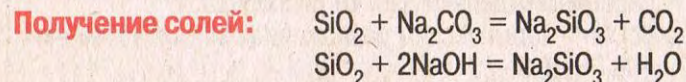


**Получение:**



**Соли кремниевой кислоты – силикаты**

Соли Na и K растворимы в воде – жидкие стекла  
 Сильный гидролиз  $2Na_2SiO_3 + H_2O = Na_2Si_2O_5 + 2NaOH$   
 метосиликат Na      диметосиликат Na



**Важные искусственные силикаты**

Стекло	Цемент	Керамика
<p><b>Na<sub>2</sub>O·CaO·6SiO<sub>2</sub></b> – обычное стекло</p> <p>Получают сплавлением из смеси Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (сода), CaCO<sub>3</sub> (известняк), SiO<sub>2</sub> (белый песок)</p> <p>1) <math>SiO_2 + Na_2CO_3 = Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow</math>                  2) <math>SiO_2 + CaCO_3 = CaSiO_3 + CO_2 \uparrow</math>                  3) <math>Na_2SiO_3 + CaSiO_3 + 4SiO_2 = Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2</math></p> <p>K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (поташ) + CaCO<sub>3</sub> + SiO<sub>2</sub> – тугоплавкое стекло                  K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + PbO + SiO<sub>2</sub> – хрусталь</p>	<p>Серый порошок, при смешивании с водой затвердевает. Получают обжигом смеси известняка, глины (клинкер) и добавок, размалывают в порошок.</p> <p>Цемент + вода + наполнитель (песок) = бетон.</p>	<p>Получают из природных глин путем формовки, сушки и обжига.</p>

**ЭЛЕМЕНТЫ V A ГРУППЫ.**

**N, P, As, Sb, Bi**

**Общая характеристика**

увеличение атомной массы, усиливается металлический характер

**N**  
**P**  
**As**  
**Sb**  
**Bi**

степень окисления

$ns^2np^3$  – последний уровень

## АЗОТ N

**В природе:** в воздухе в свободном состоянии; в почве в виде соединений; в белковых веществах и органических соединениях.

## Получение.

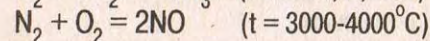
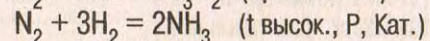
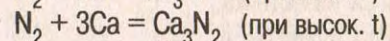
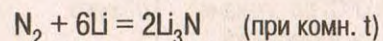
- 1) *В промышленности:* воздух переводят в жидкое состояние, далее испарением отделяют азот от кислорода.
- 2) *В лаборатории* – термическим разложением нитрита аммония  
 $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

**Физические свойства:**  $\text{N}_2$  – газ без цвета, запаха и вкуса, чуть легче воздуха, мало растворим в воде.  $T_{\text{кипения}} = 196^\circ\text{C}$ .

## Химические свойства.

Степени окисления: +1, +2, +3, +4, +5, -1, -2, -3

$\text{N}\equiv\text{N}$  – молекула азота, прочная связь, низкая реакционная способность.



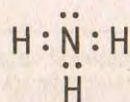
} N – окислитель

} N – восстановитель

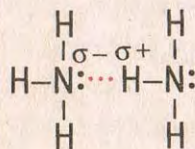
**Применение:** для получения аммиака; для создания инертной среды; для азотирования поверхности стальных изделий с целью увеличения прочности стали; для производства минеральных удобрений.

Азот имеет важное значение в жизни растений и животных.

## СОЕДИНЕНИЯ N

Аммиак  $\text{NH}_3$ 

электронная формула



водородная связь между молекулами аммиака

## Физические свойства:

бесцветный газ с характерным резким запахом, в 2 раза легче воздуха. Хорошо растворим в воде – нашатырный спирт.  $T_{\text{кипения}} = -33,4^\circ\text{C}$ . Легко сжимается.

Химические свойства  $\text{NH}_3$  $\text{NH}_3$  – основание

- 1) с кислотами образуются соли  
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$  (хлорид аммония)
- 2) растворение в воде  
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

 $\text{NH}_3$  – восстановитель

- 1)  $3\text{Br}_2 + 8\text{NH}_3 = \text{N}_2\uparrow + 6\text{NH}_4\text{Br}$
- 2)  $\text{O}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  (горение)  
 $\rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  (кат. Pt)
- 3)  $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = 3\text{Cu} + \text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

**Получение  $\text{NH}_3$**  1) *В промышленности:*  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  (Кат. – губчатое железо + активатор ( $\text{Al}_2\text{O}_3$  или  $\text{CuO}$ ))

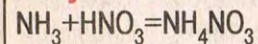
2) *В лаборатории:*  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$  (нагревание)

**Применение:** для получения азотной кислоты, солей, мочевины, соды, минеральных удобрений.

## Соли аммония

## Качественная реакция на ион аммония

## Получение:



$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  (со щелочами)

Определяют по запаху аммиака или изменению цвета лакмуса (с красного на синий)

## Химические свойства:

- 1) с кислотами  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
- 2) со щелочами  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
- 3) с солями  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
- 4) гидролиз  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

## Оксиды азота

солеобразующие  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{NO}_2$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5$   
 несоллеобразующие  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}$

**Оксид азота (II) NO** – бесцветный газ, плохо растворимый в воде

**Свойства:**  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  (O из воздуха)

**Получение:**  $2\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{p}) = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$  – в лаборатории  
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  (кат. Pt) – в промышленности

**Оксид азота (IV)  $\text{NO}_2$**  – газ бурого цвета со специфическим запахом, тяжелее воздуха, ядовит.

**Свойства:** 1)  $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$ ;  $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{112^\circ} 4\text{HNO}_3$   
 2)  $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  3) димеризация  $2\text{NO}_2 \xrightleftharpoons[+140^\circ]{-112^\circ} \text{N}_2\text{O}_4$

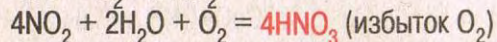
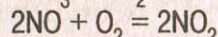
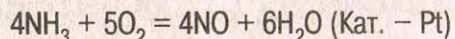
**Получение:**  $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

**Азотная кислота HNO<sub>3</sub>**

**Получение.**

В лаборатории:  $KNO_3 + H_2SO_{4(конц.)} = HNO_3 + KHSO_4$  (слабое нагревание)

В промышленности:



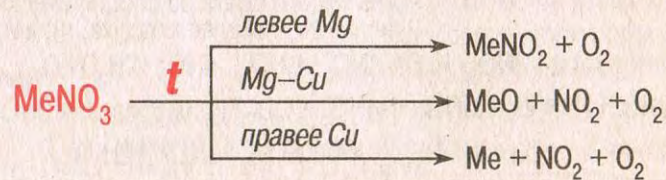
**Физические свойства:** бесцветная жидкость с едким запахом. Смешивается с водой. Т кипения = 86°С.

**Особые химические свойства**



**Применение:** изготовление минеральных удобрений, взрывчатых веществ, лекарственных веществ, красителей, пластических масс, искусственных волокон.

**Соли азотной кислоты** – нитраты  
 $NaNO_3$ ;  $KNO_3$ ;  $NH_4NO_3$ ;  $Ca(NO_3)_2$  – селитры



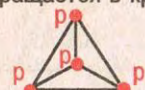
**ФОСФОР P**

**В природе:** фосфат кальция – фосфорит.  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$  – фторапатит. Фосфор – в составе белковых веществ.

**Аллотропные модификации**

**Белый фосфор**

Бесцветное ядовитое вещество. Не растворим в воде, растворим в сероуглероде. При слабом нагревании превращается в красный фосфор.



Молекулярная кристаллическая решетка.

Легко плавится, летуч.

**Красный фосфор**

Красноватый порошок, неядовит, не растворим в воде и сероуглероде.

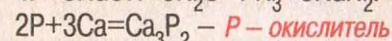
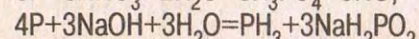
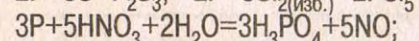
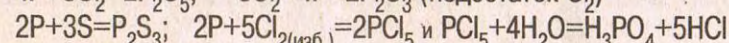
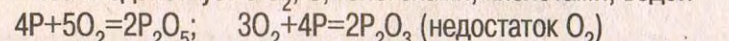
Атомная кристаллическая решетка. Нелетуч.

**Черный фосфор**

По внешнему виду похож на графит, жирный на ощупь, свойства полупроводника, неядовит. Атомная кристаллическая решетка. Нелетуч.

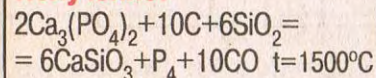
**Химические свойства**

P взаимодействует с  $O_2$ , S, галогенами, кислотами, водой



P – восстановитель

**Получение:**



**Применение P:** красный фосфор –

производство спичек; белый фосфор – для дымовых завес.

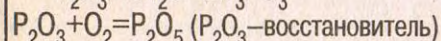
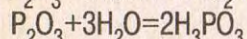
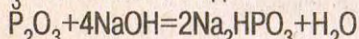
**СОЕДИНЕНИЯ P**

**Оксид фосфора(III) P<sub>4</sub>O<sub>6</sub> (P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)**

Воскообразная кристаллическая масса, ядовит. **Получение:**  $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$  (при недостатке  $O_2$ )

**Химические свойства**

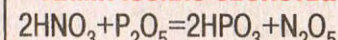
$P_2O_3$  – кислотный оксид:



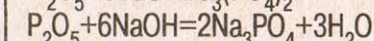
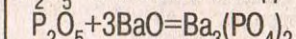
**Оксид фосфора(V) P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> (P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)**

Белый гигроскопичный порошок. **Получение:**  $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$  (избыток  $O_2$ )

**Химические свойства**

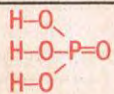
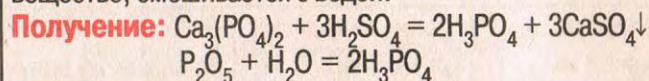


$P_2O_5$  – кислотный оксид:



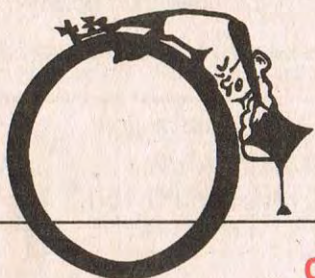
**Фосфорная кислота  $H_3PO_4$**

**Физические свойства:** белое твердое вещество, смешивается с водой.



**Соли фосфорной кислоты**

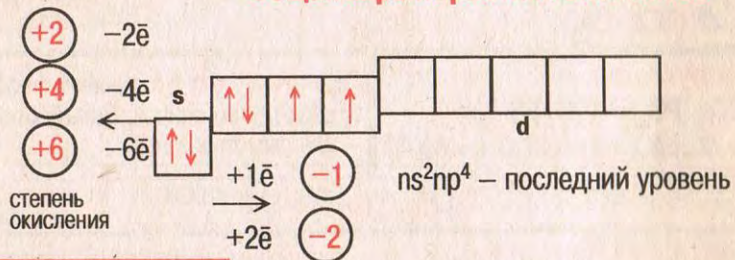
- 1) **фосфат** – замещены все атомы H в фосфорной кислоте:  $K_3PO_4$   
 2) **гидрофосфат** – замещены 2 атома H в  $H_3PO_4$ :  $K_2HPO_4$   
 3) **дигидрофосфат** – замещен 1 атом H в  $H_3PO_4$ :  $KH_2PO_4$



**ЭЛЕМЕНТЫ VI A ГРУППЫ.**

**Халькогены**  
**O, S, Se, Te, Po**

**Общая характеристика элементов**



- увеличение атомного номера
- уменьшается сродство к водороду
- увеличение сродства к кислороду
- уменьшается сила кислородных кислот

**O** – голубой  
**S** – желтый  
**Se** – красный  
**Te** – коричневый  
**Po**

образуют аллотропные вещества } гидриды газообразны

**КИСЛОРОД:**  $^{16}_8O$ ;  $^{17}_8O$ ;  $^{18}_8O$

**В природе:** O составляет 47% земной коры, 21% воздуха. Входит в состав воды, горных пород, минеральных солей, белков, жиров, углеводов.

**Получение.**

- 1) **В лаборатории:**  $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$  (нагревание, кат.  $MnO_2$ )  
 $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$   
 2) **В промышленности:** из жидкого воздуха; электролизом воды.

**Физические свойства. Аллотропные модификации**

**Кислород  $O_2$**  – газ без цвета, вкуса и запаха, немного тяжелее воздуха. В воде мало растворим. При  $t = -183^\circ C$  и  $p = 101325$  кПа переходит в жидкое состояние.

**Озон  $O_3$**  – газ с характерным запахом, разрушает органические вещества.  $O_3$  – более сильный окислитель чем  $O_2$ .  
 $O_2 + \text{энергия} = 2O$ ,  $O + O_2 = O_3$  (электрический разряд)  
 $2KJ + O_3 + H_2O = J_2 + 2KOH + O_2$  (качественная реакция на  $O_3$ ).

**Химические свойства  $O_2$**

- 1) с неметаллами  $S + O_2 = SO_2$  образуются оксиды  $O_2$  – окислитель (кроме фтора)  
 2) с металлами  $2Mg + O_2 = 2MgO$   
 (с щелочными Me – пероксиды)  $2Na + O_2 = Na_2O_2$   
 3) со сложными веществами  $2Fe_2S_3 + 9O_2 = 2Fe_2O_3 + 6SO_2$

**Применение:** в металлургии (для получения высоких температур); для получения  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ; обжиг руд; в медицине (кислородные подушки и т.д.); в приборах для работы в подземных, подводных условиях, космических полетах.

**СЕРА S**

**В природе:**  $FeS_2$  – железный колчедан (пирит),  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  – гипс,  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  – глауберова соль; в органических веществах.

**Получение:**

- 1)  $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$  (нагрев.) (способ Клауса)  
 2)  $2SO_2 + 4H_2S = 6S + 4H_2O$   
 3)  $(NH_4)_2S_5 = (NH_4)_2S + 4S$  (нагрев.)

**Физические свойства:** S – твердое хрупкое вещество желтого цвета, не растворимо в воде, плохо проводит тепло и электричество.  $T_{кип.} = 444,6^\circ C$ . Аллотропные модификации:  $\alpha$ -сера,  $\beta$ -сера, сера моноклинная ( $S_8$ ), сера ромбическая ( $S_8$ ), сера пластическая ( $S_n$ ).

## Химические свойства серы

**S – окислитель** (нагревание)  
 $S + 2Na = Na_2S$ ;  $S + H_2 = H_2S$

**S – восстановитель**  
 $S + O_2 = SO_2$  (голубое пламя)

## СОЕДИНЕНИЯ S

Сероводород  $H_2S$ 

**Физические свойства:**  $H_2S$  – бесцветный газ с запахом тухлых яиц, ядовит, поражает нервную систему.

**Химические свойства:**  $H_2S$  – восстановитель

1)  $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$  (недост.  $O_2$ );  $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$  (изб.  $O_2$ );  
 2)  $H_2S + J_2 = 2HJ + S$  (с галогенами); 3)  $H_2S + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + 2HCl + S$

**Получение:** 1)  $H_2 + S = H_2S$ ; 2)  $FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$

**Соли:**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{сульфиды} \text{ – не растворимы в воде (кроме сульфидов щелочных и} \\ \text{щелочноземельных металлов)} \\ \text{гидросульфиды} \text{ – растворимы в воде (напр., NaHS)} \end{array} \right.$

## Оксид серы (IV)

**Физические свойства:**  $SO_2$  – бесцветный газ с резким запахом.

**Химические свойства:**  $SO_2$  – кислотный оксид.

1)  $SO_2 + NaOH = NaHSO_3$  ( $SO_2$  изб.);  $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$  ( $NaOH$  изб.)  
 2)  $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$  3)  $SO_2 + PbO_2 = PbSO_4 \downarrow$   
 4)  $SO_2 + Br_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HBr$

**Получение:** 1)  $S + O_2 = SO_2$  (нагревание)  
 2)  $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$  (в лаборатории)

**Сернистая кислота:**  $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$

**Соли**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{сульфиты: } H_2SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_3 + 2H_2O \\ \text{гидросульфиты: } H_2SO_3 + NaOH = NaHSO_3 + H_2O \text{ (недост. щелочи)} \end{array} \right.$

**Применение  $SO_2$  и  $H_2SO_3$ :** красители; уничтожение микроорганизмов; при перевозке, хранении фруктов и ягод. Для получения серной кислоты.

Оксид серы (VI)  $SO_3$ 

**Физические свойства:** бесцветная жидкость,  $t < 17^\circ C$  – затвердевает.

**Химические свойства:**  $SO_3$  – кислотный оксид  $H_2O + SO_3 = H_2SO_4$

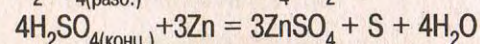
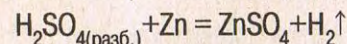
**Получение:**  $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$  (нагревание, кат.  $V_2O_5$ )

Серная кислота  $H_2SO_4$ 

**Физические свойства:** тяжелая бесцветная маслянистая жидкость, гигроскопична, нелетуча и не имеет запаха, не проводит электрический ток.

**Химические свойства:**

1) обугливает углеводы  $6H_2SO_{4(\text{конц.})} + C_6H_{12}O_6 = 6C + 6H_2SO_4 \cdot H_2O$   
 2) с металлами (стоящими до водорода в ряду напряжения Me)



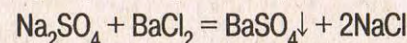
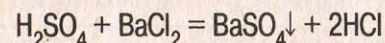
3) с сухими солями  $NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$

**Применение:** производство химических волокон, красителей, моющих, взрывчатых веществ, удобрений; рафинирование минеральных масел, травление металлов.

**Соли серной кислоты**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{сульфаты } H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O \\ \text{гидросульфаты } H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O \\ \text{(недостаток щелочи)} \end{array} \right.$

## Качественная реакция на сульфат-ион

Реагент – соли бария, например  $BaCl_2$



$BaSO_4$  – нерастворимый в воде и кислотах белый осадок.

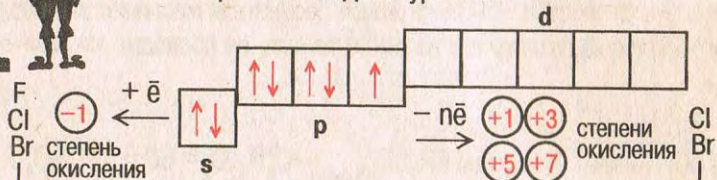




## ЭЛЕМЕНТЫ VII A ГРУППЫ.

Галогены  
F, Cl, Br, I

## Общая характеристика элементов

 $ns^2np^5$  – последний уровень

- увеличение атомного номера
- уменьшается прочность связи между атомами в простом веществе
- повышается плотность,  $t$  кипения и плавления
- уменьшается реакционная способность
- растет сродство к  $O_2$
- падает сродство к  $H_2$
- растет сила галогеноводородных кислот

**F** – трудно сжижающийся газ  
**Cl** – легко сжижающийся газ  
**Br** – жидкость  
**I** – твердое вещество

типичные неметаллы

Предыдущий элемент вытесняет последующий из его солей и кислот.

ХЛОР  $Cl_2$ 

**В природе:** в водах океанов, морей и озер – соединения хлора.

NaCl – хлорид натрия  
 KCl – хлорид калия  
 MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O – хлорид магния

сильвинит

## Получение.

- 1) В лаборатории:  $4HCl + MnO_2 = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$
- 2) В промышленности: электролиз раствора NaCl<sub>(конц.)</sub>,  $Cl_2$  выделяется на аноде.

**Физические свойства:**  $Cl_2$  – ядовитый газ желто-зеленого цвета с резким запахом, тяжелее воздуха в 2,5 раза.

**Химические свойства:**  $:Cl:Cl:$  – молекула хлора

- 1) с металлами  $Cu + Cl_2 = CuCl_2$
- 2) с неметаллами  $2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$
- 3) с водородом на свету (со взрывом)  $Cl_2 + H_2 = 2HCl$
- 4) вытесняет бром и йод  $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$
- 5) с водой  $Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$  – хлорноватистая кислота

**Применение:** обеззараживание воды и др.; отбеливание тканей и бумаги; для получения HCl, хлорной извести.

## СОЕДИНЕНИЯ Cl

## Хлороводород и соляная кислота HCl

## Получение.

- 1) В лаборатории:  $NaCl + H_2SO_4(конц.) = HCl\uparrow + NaHSO_4$
- 2) В промышленности:  $H_2 + Cl_2 = 2HCl$  – синтетический метод;  
 $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4 (t > 110^\circ C)$  – сульфатный метод.

**Физические свойства хлороводорода:** бесцветный газ с резким запахом, в 1,3 раза тяжелее воздуха. Водный раствор хлороводорода – соляная кислота.

**Физические свойства соляной кислоты:** бесцветная жидкость, во влажном воздухе “дымит”.

## Химические свойства:

- 1) с металлами, стоящими в ряду Me до H  
 $2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2\uparrow$
- 2) с основными оксидами  $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$
- 3) с основаниями  $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$
- 4) с солями  $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$
- 5) с аммиаком  $NH_3 + HCl = NH_4Cl$

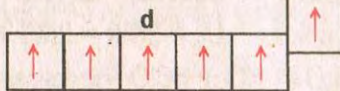
## ЭЛЕМЕНТЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

## Подгруппа хрома Cr, Mo, W

## Общая характеристика элементов

 $(n-1)d^4 ns^2$  – последний уровень

$+6$   $+3$   
 $+2$   
 $- n\bar{e}$   
 степени окисления



## ХРОМ Cr

## В природе:

хромистый железняк  $FeO \cdot Cr_2O_3$ 

## Получение:

- 1) алюмотермия  $Cr_2O_3 + Al = Al_2O_3 + Cr$
- 2) электролиз солей

**Физические свойства:** хром – серовато-белый металл, тугоплавкий,  $T$  плавления =  $1875^\circ C$ , устойчив на воздухе.

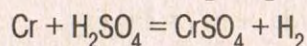
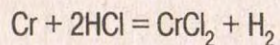
**Химические свойства.** Металл средней активности, в электрохимическом ряду – ... Zn **Cr** Fe ... H.

## С простыми веществами:

- 1)  $4Cr + 3O_2 = 2Cr_2O_3$  – защитная пленка, поэтому в обычных условиях реагирует только с  $F_2$ , при нагревании с  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , S
- 2)  $2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3$  (красное каление)

## Со сложными веществами:

при нагревании – оксидная пленка растворяется и Cr реагирует с кислотами-неокислителями (до  $Cr^{2+}$ )



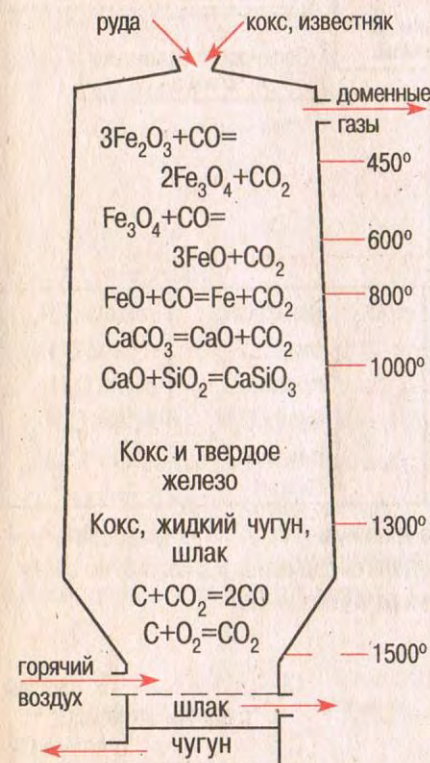
## Подгруппа железа Fe, Co, Ni

## Общая характеристика элементов

 $(n-1)d^{(6-8)} ns^2$  – последний уровень

## ЖЕЛЕЗО Fe

## Получение



Химизм доменного процесса

## В природе:

$Fe_3O_4$  (FeO·Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) – магн. железняк;  
 $Fe_2O_3$  – гематит (красн. железняк);  
 $Fe_2O_3 \cdot H_2O$  – лимонит (бурый железняк);  
 $FeS_2$  – пирит;  
 $FeCO_3$  – шпатовый железняк.

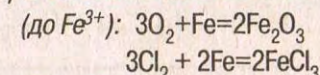
## Физические свойства:

железо – блестящий серебристо-белый металл, обладает хорошей пластичностью,  $T_{пл} = 1539^\circ C$ . Легко намагничивается и размагничивается.

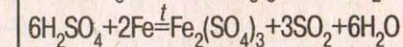
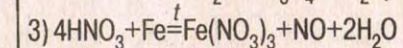
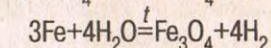
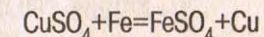
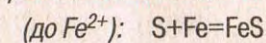
## Химические свойства:

металл средней активности, восстановитель, в сухом воздухе – защитная пленка оксида, во влажном – ржавеет.

## 1) С сильными окислителями

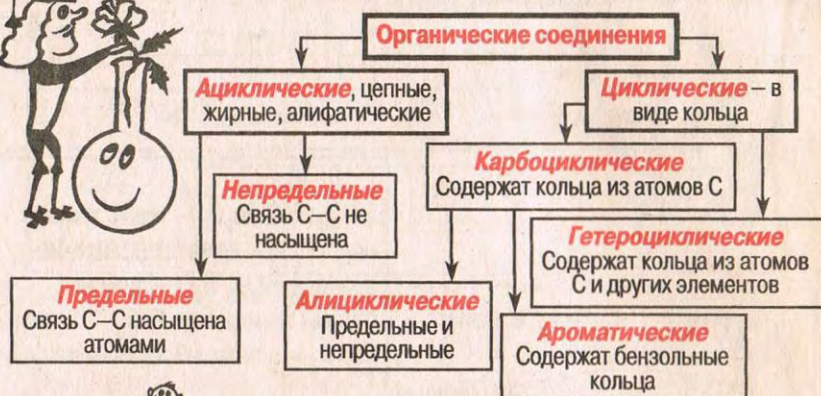


## 2) Со слабыми окислителями



На холоде не реагирует – пассивируется.

## ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

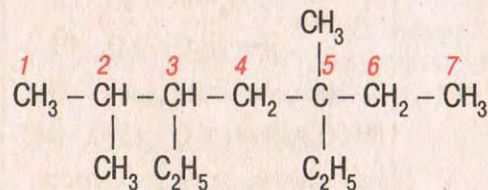


## УГЛЕВОДОРОДЫ

Предельные углеводороды. Алканы  $C_n H_{2n+2}$ 

Углеводороды	метан $CH_4$	гексан $C_6H_{14}$	Одновалентные радикалы	метил $CH_3$	гексил $C_6H_{13}$
	этан $C_2H_6$	гептан $C_7H_{16}$		этил $C_2H_5$	гептил $C_7H_{15}$
	пропан $C_3H_8$	октан $C_8H_{18}$		пропил $C_3H_7$	октил $C_8H_{17}$
	бутан $C_4H_{10}$	нонан $C_9H_{20}$		бутил $C_4H_9$	нонил $C_9H_{19}$
	пентан $C_5H_{12}$	декан $C_{10}H_{22}$		пентил $C_5H_{11}$ (амил)	децил $C_{10}H_{21}$

**Номенклатура.** 1) Выбрать самую длинную цепь; 2) пронумеровать атомы С в цепи; 3) определить радикалы и к какому по счету атому С они присоединены; 4) название.



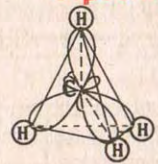
## 2,5-диметил-3,5-диэтил гептан

- 1 С - первичный, т.к. связан с одним атомом С;  
 4 С - вторичный (с двумя С);  
 3 С - третичный;  
 5 С - четвертичный.

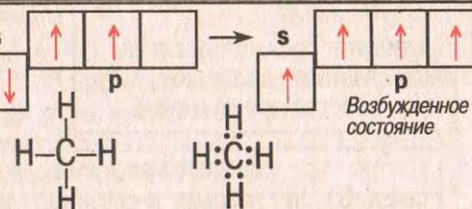
## Физические свойства:

$CH_4$  - газ без цвета и запаха, легче воздуха, нерастворим в воде.

$C - C_4$  - газ,  
 $C_5 - C_{15}$  - жидкость,  
 $C_{16}$  и больше - твердое вещество

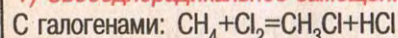
Строение  $CH_4$ 

$sp^3$ -гибридизация

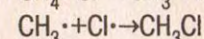
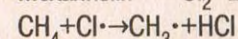
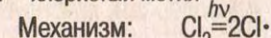


## Разрыв С-Н-связи

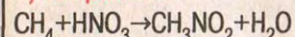
## 1) Свободнорадикальное замещение



$CH_3Cl$  - хлористый метил



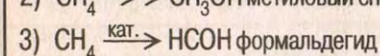
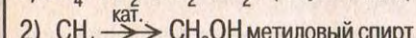
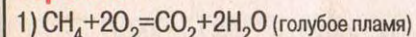
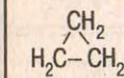
## 2) Нитрование



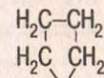
$CH_3NO_2$  - нитрометан

3) Дегидрогенизация (высок. t, катализатор)  $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_8 + H_2$ 

## Горение

Циклоалканы  $C_n H_{2n}$  - предельные углеводороды с замкнутой цепью.

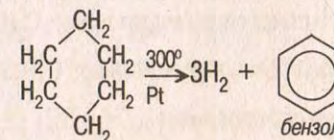
циклопропан



циклопентан

## Химические свойства

## Дегидрогенизация:



## Химические свойства

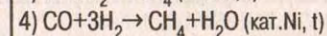
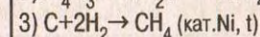
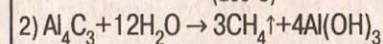
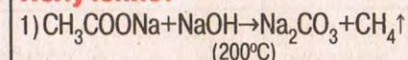
## Разрыв С-С-связи

## Крекинг

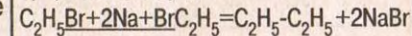
1) Каталитический - в присутствии катализатора, при высоких t, p. Происходят реакции расщепления, изомеризации, дегидрирования, полимеризации.

2) Температурный - при высоких t (450-550°) и P. Молекула с большим числом атомов углерода расщепляется на молекулы с меньшим числом атомов:  $C_4H_{10} \rightarrow C_2H_6 + C_2H_4$

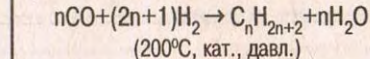
## Получение:



5) реакция Вюрца



6) в технике: синтетич. бензин



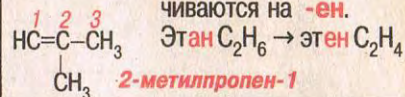
## Непредельные углеводороды.

### Алкены $C_n H_{2n}$

#### Физические свойства:

$C_2H_4$  этилен – бесцветный газ со слабым сладковатым запахом, легче воздуха, малорастворим в воде.

**Номенклатура.** Углеводороды, содержащие двойную связь, оканчиваются на **-ен**.



**Строение:** наличие в молекуле двойной связи,  $\sigma$ -связи и  $\pi$ -связи. За счет разрыва  $\pi$ -связи идут реакции присоединения.

### Химические свойства

#### I. Реакции присоединения

1) **присоединение галогенов:**  $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2-CH_2Br$  (дибромэтан) – качественная реакция на непредельные углеводороды, красно-бурая окраска бромной воды обесцвечивается.

2) **с галогеноводородами по правилу Марковникова:**

$CH_3-CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3-CHBr-CH_3$ ; галоген присоединяется к менее гидрогенизированному атому C, водород – к более гидрогенизированному атому углерода при присоединении по двойной связи.

3) **с водой – реакция гидратации:**  $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3-CH_2OH$

4) **гидрогенизация:**  $CH_2=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt(Ni)} CH_3-CH_3$

#### II. Реакции окисления

$3CH_2=CH_2 + 4H_2O + 2KMnO_4 \rightarrow 3CH_2OH-CH_2OH + 2MnO_2 + 2KOH$   
обесцвечивание раствора, качественная реакция.

#### III. Горение

$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$  светящаяся пламя

IV. **Полимеризация**  $CH_2=CH_2 + CH_2=CH_2 \rightarrow -CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$

#### Получение:

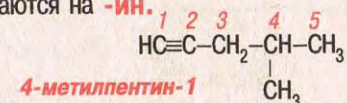
- из спиртов дегидратацией:  $C_2H_5OH \xrightarrow[150^\circ]{H_2SO_4, \text{кат.}} CH_2=CH_2 + H_2O$
- из галогенопроизводных:  $C_2H_5Br + KOH \xrightarrow{t} CH_2=CH_2 + KBr + H_2O$
- дегидрированием:  $CH_3-CH_3 \xrightarrow{Ni} CH_2=CH_2 + H_2$

### Алкины $C_n H_{2n-2}$

#### Физические свойства:

$C_2H_2$  ацетилен – бесцветный газ, легче воздуха, малорастворим в воде.

**Номенклатура.** Углеводороды, содержащие тройную связь, оканчиваются на **-ин**.

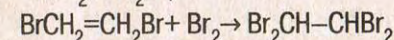


**Строение:** углеводородные атомы находятся в состоянии  $sp$ -гибридизации. Молекула имеет линейное строение, атомы углерода соединены одной  $\sigma$ -связью и двумя  $\pi$ -связями.

### Химические свойства

1) **гидрогенизация:**  $CH \equiv CH + H_2 \xrightarrow{t, Ni} CH_2=CH_2$ ;  $CH_2=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3-CH_3$

2) **с галогенами:**  $CH \equiv CH + Br_2 \rightarrow BrCH_2-CH_2Br$ ;



3) **с галогеноводородами:**  $CH \equiv CH + HCl \rightarrow CH_2=CHCl$

4) **гидратация:**  $CH \equiv CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3-COH$  (уксусный альдегид)

5) **с соединениями металлов (Ag; Cu):**  $CH \equiv CH + 2[Ag(NH_3)_2](OH) \rightarrow$   
 $\rightarrow AgC \equiv CAg + 2H_2O + 4NH_3$ ;  $CH \equiv CH + 2Cu(OH)_2 \rightarrow CuC \equiv CCu + 4H_2O$   
(ацетиленид серебра) (ацетиленид меди (I))

#### Получение:

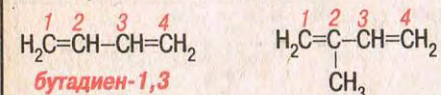
1)  $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$

2)  $2CH_4 \xrightarrow{t} CH \equiv CH + 3H_2$  (кат. Rh-Ir)

### Диеновые углеводороды

#### $C_n H_{2n-2}$

**Номенклатура.** Название углеводородов, содержащих две двойные связи, оканчивается на **-диен** и указывает место расположения двойных связей.



#### Химические свойства

характерные для непредельных углеводородов, например:

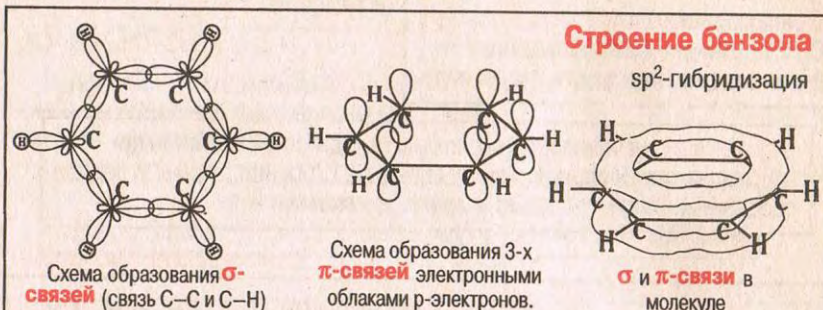
$H_2C=CH-CH=CH_2 + Br_2 \rightarrow$   
 $\rightarrow CHBr-CH=CH-CHBr$

#### Получение:

1) способ Лебедева  $2CH_3-CHOH \rightarrow H_2C=CH-CH=CH_2 + H_2 + 2H_2O$   
(пропускание паров этилового спирта над катализатором)

2) каталитическое дегидрирование  
 $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2$

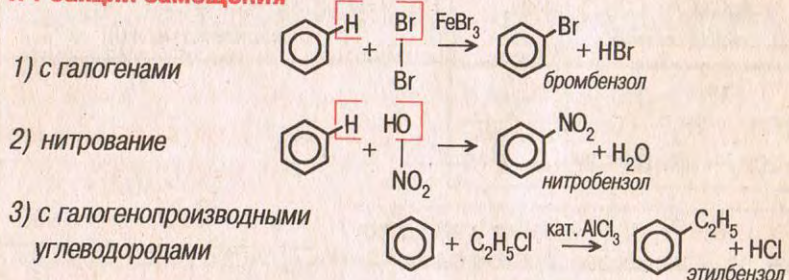
## Ароматические углеводороды.

Арены  $C_nH_{2n-6}$ . Ряд бензола.

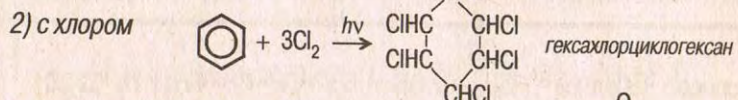
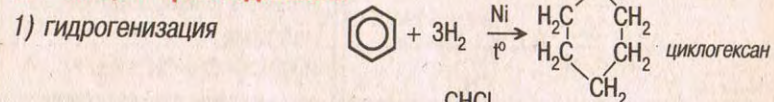
**Физические свойства** бензола: бесцветная, летучая, огнеопасная жидкость со своеобразным запахом, не растворима в воде. Горит коптящим пламенем. Смесь паров бензола с воздухом взрывоопасна. Бензол ядовит.

## Химические свойства

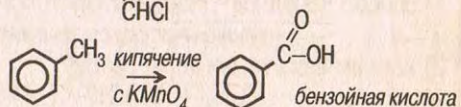
## I. Реакции замещения



## II. Реакции присоединения



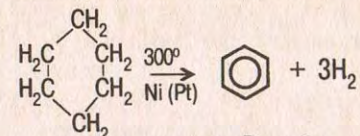
## III. Окисление боковых цепей алкилбензолов



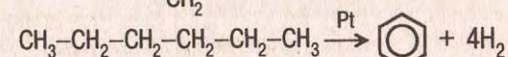
**Получение:** 1) в большом количестве из нефти, из каменноугольной смолы путем сухой перегонки каменного угля.

2) дегидрогенизация

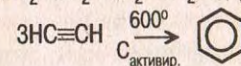
а) из циклогексана



б) из гексана



3) способ Зелинского из ацетилена



## Нефть и ее переработка

**Нефть** — маслянистая жидкость, легче воды, нерастворима в воде. Это сложная смесь углеводородов различной молекулярной массы (алканы, циклоалканы, ароматические).

Первичная переработка нефти  
Перегонка

**Бензин** ( $t_{кип}$  40–200°C)  
углеводороды содержат  
5-9 атомов C

**Лигроин** ( $t_{кип}$  120–240°C)

**Керосин** ( $t_{кип}$  150–300°C)  
углеводороды содержат  
9-16 атомов C

**Соляровое масло или газойль** ( $t_{кип}$  300°C и выше)

**Гудрон**  
остаток

**Мазут**

Вторичная переработка  
Изменение структуры углеводородов

**Термический крекинг** при  $t=450-550^\circ C$ ;  $P=2-7$  МПа, расщепление:  
 $C_{16}H_{34} \rightarrow C_8H_{18} + C_8H_{16}$

**Каталитический крекинг** при катализаторе (алюмосиликаты),  $t=450^\circ C$ ,  $P$  — атмосферное; расщепление, изомеризация.

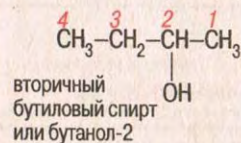
**Ароматизация углеводородов**  
Катализаторы Pt, Mo, повышенная  $t$ . Алканы, циклоалканы  $\rightarrow$  ароматические углеводороды.

## КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

### Спирты $C_nH_{2n+1}OH$ или $R-OH$



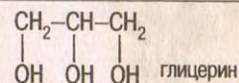
**Номенклатура.** Название углеводорода + окончание **-ол** → спирт. Определить с каким по счету атомом углерода связана OH-группа, или с каким атомом углерода (первичным, вторичным...)



1) **одноатомный спирт**  
содержит одну  
гидроксильную группу  
 $CH_3-OH$  метанол

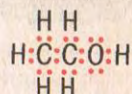
2) **двухатомный спирт** — две  
гидроксильные группы  
 $CH_2-OH$  этиленгликоль  
 $CH_2-OH$

3) **трехатомный спирт** — три гидроксильные группы



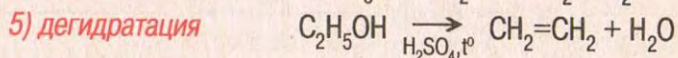
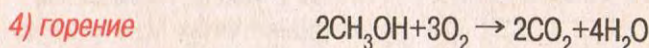
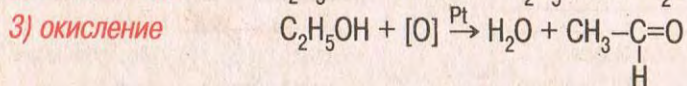
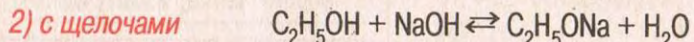
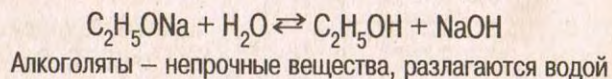
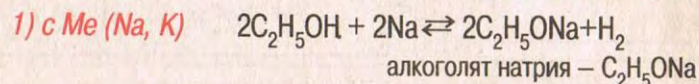
### Физические свойства спиртов

Жидкости (до 12 атомов C), твердые вещества (более 12 атомов C); легче воды, растворяются в воде.



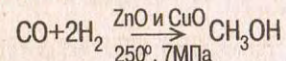
электронная формула

### Химические свойства



### Метиловый спирт $CH_3OH$ (метанол, древесный спирт)

бесцветная жидкость, сильный яд.  
Получение:

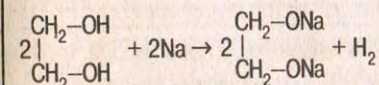
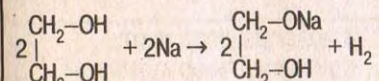


Применение: растворитель, для синтеза формальдегида, красителей и т.д.

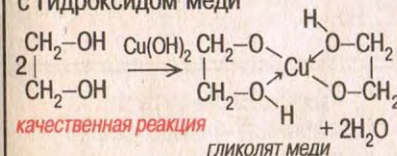
### Гликоли $C_nH_{2n}(OH)_2$ Этиленгликоль $CH_2OH-CH_2OH$

сиропообразная жидкость, без запаха, ядовит, смешивается с водой, гигроскопичен.

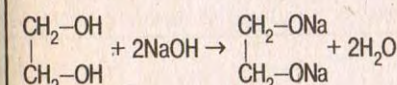
**Химические свойства** как у одноатомных спиртов, пример:



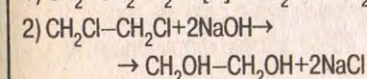
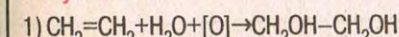
с гидроксидом меди



с щелочами



**Получение:**



### Этиловый спирт $C_2H_5OH$

бесцветная жидкость,  $t_{кип} = 78,3^\circ C$ ,  
 $t_{замерз} = -114^\circ C$ . Горит светящимся пламенем.

**Получение:**

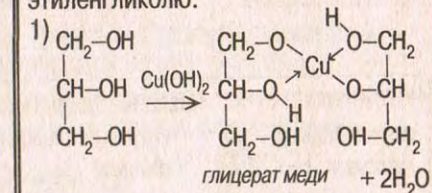
- брожение сахаристых веществ  
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$ ;
- древесина → глюкоза → спирт;
- гидратация кат.,  $300^\circ$ , 7,5 МПа  
 $CH_2=CH_2 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$

**Применение:** для получения синтетического каучука, пластмасс; растворитель; для производства диэтилового эфира, красителей, уксусной кислоты, пороха; в медицине.

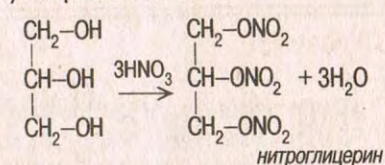
### Глицерин $CH_2OH-CH(OH)-CH_2OH$

бесцветная, вязкая, гигроскопичная жидкость, сладкая на вкус.

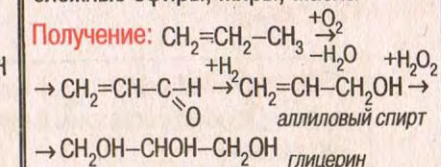
**Химические свойства** близкие к этиленгликолю:



2) нитрование



3) с карбоновыми кислотами → сложные эфиры, жиры, масла



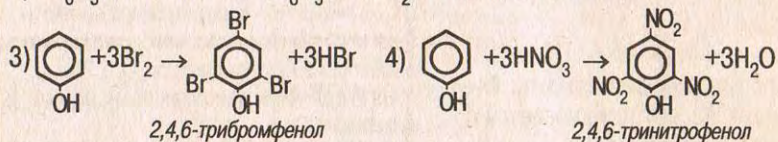
**Фенолы**

→ в молекуле гидроксильная группа связана с бензольным кольцом.

**Физические свойства C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH** (фенол, карболовая кислота):  
бесцветное кристаллическое вещество с резким запахом;  $t_{\text{плвл}} = 42,3^{\circ}\text{C}$ ,  
 $t_{\text{кип}} = 182^{\circ}\text{C}$ , ядовит, антисептик.

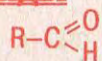
**Химические свойства:**

- 1)  $2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2$  с металлами (Na, K)
- 2)  $2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$  с щелочами



**Получение:** 1) из каменноугольной смолы при сухой перегонке угля;  
2) синтетическим путем из бензола и пропилена.

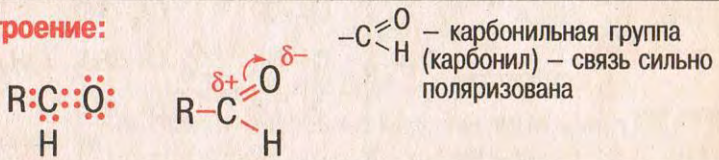
**Альдегиды**



→ в молекуле содержится функциональная группа  $-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$

**Номенклатура:** название альдегида → название углеводорода + **аль**  
 формальдегид      уксусный альдегид      пропионовый альдегид  
 метаналь  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$       этаналь  $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$       пропаналь  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$   
 муравьиный альдегид

**Строение:**



**Формальдегид  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$**

**Физические свойства:** бесцветный газ с резким запахом, ядовит, хорошо растворим в воде. 40% раствор формальдегида — формалин.

**Химические свойства:**

- 1) реакция окисления  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH}) \rightarrow \text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH} + \text{Ag}\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$   
 Реакция "серебряного зеркала", качественная реакция
- 2)  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH} + 2\text{CuOH} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) гидрогенизация  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$  (Ni, t)
- 4) с гидросульфитом  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{HSO}_3\text{Na} \rightarrow \text{R}-\text{CH}(\text{OH})-\text{SO}_3\text{Na}$
- 5) с синильной кислотой  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{HCN} \rightarrow \text{R}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CN}$
- 6) полимеризация  $n\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} \rightarrow \dots-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{O}-\dots$   $(-\text{CH}_2-\text{O}-)_n$

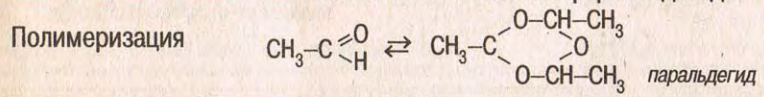
**Получение:**

- 1)  $2\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCOH} + 2\text{H}_2\text{O}$  (пары метанола с воздухом над катализатором Cu,  $t=300^{\circ}\text{C}$ )
- 2)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$  (окисление метана,  $t=400-600^{\circ}\text{C}$ , кат.)

**Ацетальдегид  $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$**

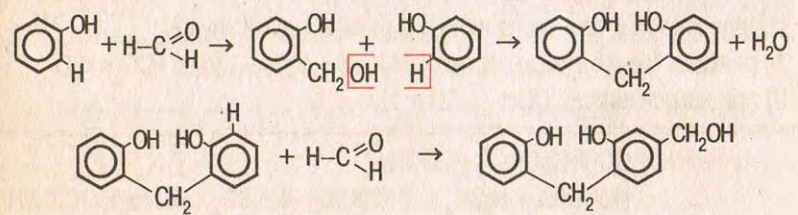
**Физические свойства.** Этаналь — бесцветная жидкость с резким запахом, хорошо растворим в воде,  $t_{\text{кип}} = 21^{\circ}\text{C}$

**Химические свойства** аналогичны свойствам формальдегида.



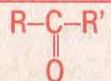
**Поликонденсация**

**Поликонденсация** — процесс образования высокомолекулярных соединений из мономеров, сопровождающийся выделением низкомолекулярных побочных продуктов (воды, аммиака, хлороводорода).



## 92 Кислородсодержащие органические соединения

### Кетоны



в молекуле содержится карбонильная группа  $\text{C}=\text{O}$ , связанная с двумя углеводородными радикалами

**Номенклатура:** название кетона → название R + **кетон** или название кетона → название углеводорода + **он**

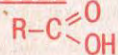
$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$  – диметилкетон, пропанон, ацетон

$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  – метилпропилкетон, пентанон-2

**Химические свойства** аналогичны свойствам альдегидов, но нет реакции “серебряного зеркала”

### Карбоновые

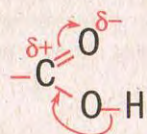
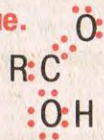
### кислоты



в молекуле содержится функциональная карбоксильная группа (карбонил + гидроксил)

**Номенклатура:** тривиальное название; название кислоты = название углеводорода + овая кислота или от названия простейших кислот, например:  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$  – *масляная кислота*; *бутановая кислота* или *этилуксусная кислота*.

### Строение.



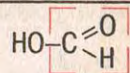
Связь  $\text{C}=\text{O}$  более прочная, чем в карбонильной группе, связь  $\text{O}-\text{H}$  менее прочная, чем в спиртах.

### Муравьиная кислота НСООН

**Физические свойства:** бесцветная жидкость с резким запахом,  $t_{\text{кип}} = 101^\circ\text{C}$ , растворяется в воде, вызывает ожоги на коже (листья крапивы, муравьи).

### Химические свойства

определяются в том числе наличием альдегидной группы:



1) реакция “серебряного зеркала”  $\text{НСООН} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2) при нагревании  $\text{НСООН} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

**Получение:**  $\text{CO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{НСООНa}$

$\text{НСООНa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{НСООН} + \text{NaHSO}_4 \rightarrow$  отгонка  $\text{НСООН}$

## Кислородсодержащие органические соединения 93

### Уксусная кислота $\text{CH}_3\text{COOH}$

**Физические свойства:** бесцветная жидкость с резким запахом, при  $t$  ниже  $16,6^\circ\text{C}$  затвердевает, растворяется в воде; 70% раствор уксусной кислоты – уксусная эссенция.

### Химические свойства карбоновых кислот:

1)  $2\text{RCOOH} + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{RCOO})_2 + \text{H}_2\uparrow$     2)  $\text{RCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O}$

3)  $2\text{RCOOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow (\text{RCOO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$  *соль карбоновой кислоты*

4)  $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{HO}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R} \rightarrow \text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$  ангидрид

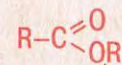
5)  $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{HOR}' \rightarrow \text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}' + \text{H}_2\text{O}$  (сложный эфир) катализатор – кислота

**Получение:** 1)  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{+2}} \text{CH}_3\text{COH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{COOH}$

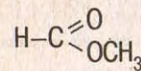
2)  $2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$

### Сложные эфиры

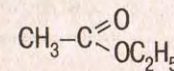
(простые эфиры  $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$ )



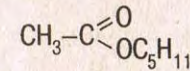
**Номенклатура.** Название эфира – от названия кислот и спиртов, остатки которых входят в его состав + эфир, например:



муравьинометиловый эфир



уксусноэтиловый эфир



уксусноамиловый эфир

**Физические свойства:** жидкости мало растворимые в воде, хорошо растворимые в спирте. Многие сложные эфиры имеют фруктовый запах.

### Химические свойства:

1) с водой (гидролиз)  $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

2) со щелочью (реакция омыления)

$\text{CH}_3-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

**Получение** (этерификация) из кислоты и спирта:

1)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$  (этилацетат) (кат.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

2)  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{SO}_2-\text{OC}_2\text{H}_5 + 2\text{H}_2\text{O}$  (диэтилсульфат)

3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (этилнитрат)

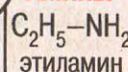


# АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

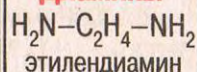


## АМИНЫ

### Амины



### Диамины

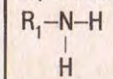


NH<sub>2</sub> групп

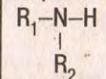
### по количеству

радикалов

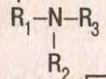
первичный



вторичный



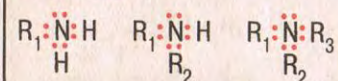
третичный



**Название:** от названия R +

окончание **амин**: CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> метиламин,  
(CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>NH диметиламин,  
CH<sub>3</sub>N(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)C<sub>3</sub>H<sub>7</sub> метилэтилпропиламин

### Строение



производные аммиака, в которых атомы водорода замещены органическими радикалами.

### Физические свойства

Низшие амины (метиламин, диметиламин, триметиламин) – газы с запахом аммиака; средние амины – жидкости со слабым запахом аммиака; высшие амины – твердые вещества без запаха аммиака.

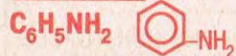
### Химические свойства:

- 1) CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → [CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>]<sup>+</sup>OH<sup>-</sup>  
гидроксид метиламмония
- 2) CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> + HCl → [CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>]<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>  
хлорид метиламмония
- 3) 4CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> + 9O<sub>2</sub> → 2CO<sub>2</sub> + 2N<sub>2</sub> + 10H<sub>2</sub>O

### Получение:

- 1) CH<sub>3</sub>OH + NH<sub>3</sub>  $\xrightarrow[Al_2O_3]{400^\circ C}$  CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O
- 2) R-Cl + NH<sub>3</sub> + NaOH → RNH<sub>2</sub> + NaCl + H<sub>2</sub>O

## АНИЛИН



ароматический амин, производное бензола, в котором атом водорода замещен амино-группой.

### Физические свойства

Анилин – бесцветная маслянистая жидкость, тяжелее воды; не растворяется в воде, растворяется в эфире, спирте, бензоле; ядовит.

### Химические свойства:

- 1) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + HCl → [C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub>]<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>  
хлорид фениламмония
- 2) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + 3Br<sub>2</sub> → C<sub>6</sub>H<sub>2</sub>Br<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> + 3HBr

### Получение:

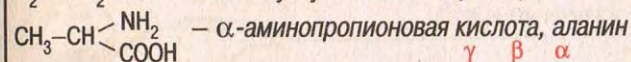
- 1) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NO<sub>2</sub> + 3(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S → C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + 3S + 6NH<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O
- 2) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NO<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub>  $\xrightarrow{кат.}$  C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

## АМИНОКИСЛОТЫ

В молекулах содержится одновременно аминогруппа NH<sub>2</sub> и карбоксильная группа -COOH.

**Номенклатура.** Название АК происходит от названия соответствующей кислоты + приставка **амино**, но распространены и тривиальные названия.

H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>-COOH – **аминоуксусная кислота, глицин**



**Изомерия:** зависит от расположения NH<sub>2</sub> (отсчет от карбоксильной группы -COOH) и от строения R углеводородного радикала.

$$CH_3-CH \begin{matrix} \gamma \\ | \\ NH_2 \end{matrix} -CH \begin{matrix} \beta \\ | \\ COOH \end{matrix}$$

β-аминомасляная кислота

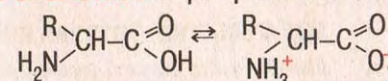
$$H_2N-CH_2-CH \begin{matrix} \gamma \\ | \\ COOH \end{matrix} -CH \begin{matrix} \beta \\ | \\ COOH \end{matrix} -CH_3$$

β-аминоизомасляная к-та

**Физические свойства:** АК – бесцветные кристаллические вещества, t<sub>плавл</sub> выше 250°C, хорошо растворимы в воде.

**Химические свойства:** амфотерные свойства

1) в растворе

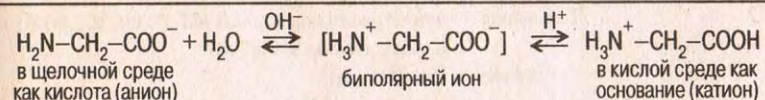


2) с металлами 2NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>COOH + 2Na → 2NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COONa + H<sub>2</sub>

3) с щелочами H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>COOH + NaOH → H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>COONa + H<sub>2</sub>O

4) с кислотами H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>COOH + HCl → Cl(H<sub>3</sub>N-CH<sub>2</sub>COOH)

5) со спиртами H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>COOH + HO-R → H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>-COOR + H<sub>2</sub>O



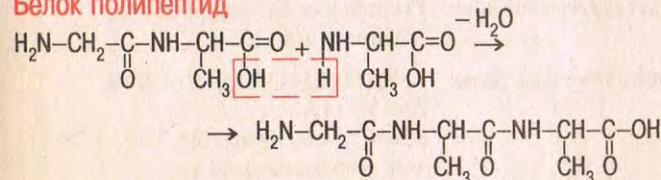
**Получение:** 1) гидролиз белка → α-аминокислота

2) CH<sub>3</sub>COOH + Cl<sub>2</sub> → ClCH<sub>2</sub>COOH + HCl → ClCH<sub>2</sub>COOH + 2NH<sub>3</sub> → NH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>COOH + NH<sub>4</sub>Cl

## Белки

Это сложные высокомолекулярные природные соединения, построенные из α-аминокислот

### Белок полипептид



- 1) Последовательность аминокислот – **первичная структура**
  - 2) Образование водородных связей между  $>C=O$  и  $>NH$ -фрагментами различных пептидных связей – спираль – **вторичная структура**
  - 3) Взаимодействие  $NH_2$ ,  $OH$ ,  $COOH$ -групп, не принимающих участие в образовании пептидной связи – **третичная структура**
- Денатурация** – разрушение 2-3 структур под воздействием различных факторов (например, высокая температура, радиоактивное излучение и др.).



#### ИЗДАТЕЛЬСТВО, ОПТОВАЯ КНИГОТОРГОВЛЯ

Широкий выбор детской, учебной, прикладной,  
справочной и языковой литературы

Издательство «Лист Нью» ИД № 06182 от 01.11.01  
Адрес: Москва, ул. 1-я Парковая, дом 7а, кор.2.  
Для писем: 105037, Москва, а/я 11  
Тел./факс: *отдел реализации* (095) 367-70-96, 367-06-61  
*издательство* 367-37-40  
E-mail: klen@aha.ru

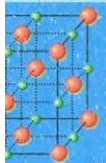
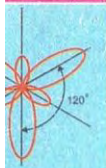
**По вопросам оптового приобретения книг в Республике Беларусь  
обращаться в издательство «АВЕРСЕВ».**

*Наш адрес:* Республика Беларусь, г. Минск,  
ул. Богдановича, 129а

*Адрес для корреспонденции:* Республика Беларусь, 220123,  
г. Минск, а/я 135

*Контактные телефоны:* +375(17) 234-24-12, 210-18-98,  
234-37-14;  
e-mail: aversev@solo.by;  
web: www.aversev.solo.by

# ХИМИЯ



ISBN 5-7871-0143-X



РУБ 23-00

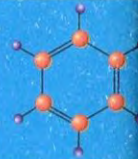
9 785787 101430

26

железо

Fe

55,847



92

U  
уран

238,03