

ХИМИЯ

Неорганическая и органическая

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

(составная часть простых и сложных тел)

«Вся сущность теоретического учения в химии лежит в отвлеченном понятии об элементах. Найти их свойства, определить причины их различия и сходства, а потом, на основании этого, предугадать свойства образуемых ими тел — вот путь, по которому идет эта наука.»

Д.И.Менделеев

Химический элемент: вид атомов, характеризующийся определенным зарядом ядра.

ЯВЛЕНИЯ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ

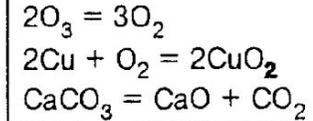
Физические

без изменения состава и строения веществ

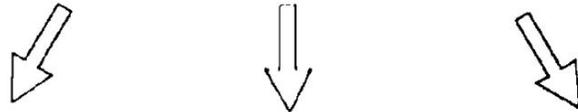
Нагревание угля
Испарение сухого льда (CO_2)

Химические

изменяются состав и строение веществ

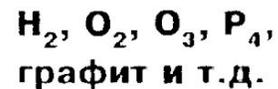


Химический элемент
формы существования



Простые вещества

атомы химически связаны с атомами того же элемента

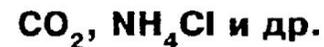


Одиночные атомы

инертные газы
He, Ne, Ar
ослабленные элементы
обычно при высоких температурах
H, O, Cl

Сложные вещества

атомы химически связаны с атомами других элементов



Существование химического элемента в форме **нескольких** простых веществ называется **аллотропией**

C — алмаз, графит, фуллерены и др.

O — O_2 , O_3 и др.

S — моноклинная, ромбическая и др.

P — белый, красный, черный

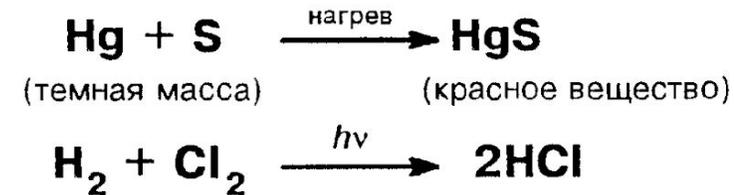
при смешении

механическая смесь

химическое соединение

вещества сохраняют химическую индивидуальность

образуется новое вещество



1. При составлении механической смеси веществ их можно брать в любых количественных соотношениях. Чтобы получить химическое соединение, не оставив в избытке какое-либо исходное вещество, их надо брать в строго определенных **стехиометрических** соотношениях, определяемых уравнением химической реакции, а в конечном счете — составом исходных и конечных веществ.
2. Свойства веществ, составивших механическую смесь — сохраняются, вступивших в химическую реакцию — не сохраняются.
3. Составные части смеси могут быть разделены на основании их физических свойств, для разложения химического соединения необходимо проведение химической реакции.
4. При механическом смешении не наблюдается выделения или поглощения теплоты. При химических реакциях теплота, как правило, **выделяется или поглощается**.

Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях

Простые – состоят из атомов одного вида

Вещество – то, из чего состоят физические тела

По составу вещества делятся:

Сложные – состоят из атомов разных видов

Вещества состоят из:

Атомов – мельчайших химически неделимых частиц вещества

Молекул – мельчайших частиц данного вещества, которые сохраняют его состав и свойства

Величину, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше, чем $1/12$ массы атома углерода, называют **относительной атомной массой** (A_r). Указывается в Периодической системе под химическими символами элементов

Величину, которая показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода, называют **относительной молекулярной массой** (M_r). Чтобы ее узнать, нужно сложить A_r всех элементов с учетом индексов

$$M_r(\text{O}_2) = 16 \times 2 = 32$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \times 2 + 32 + 16 \times 4 = 98$$

Признаки, по которым одни вещества отличаются от других называются **свойствами**

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



Химические свойства характеризуют способность одного вещества превращаться в другие

Физические свойства, например: агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, $T_{кип}$, $T_{пл}$, растворимость, электропроводность, теплопроводность

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

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

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

Сопровождаются признаками:

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

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

Записываются с помощью **химических уравнений** – условная запись химической реакции посредством химических формул и математических знаков: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Химические реакции

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

СТРОЕНИЕ АТОМА

открытия конца XIX — начала XX в привели к Выводу:
атом делим, состоит из ядра Φ и электронов \bar{e}

ЭЛЕКТРОНЫ

1853 г. — М. Фарадей — электролиз растворов и расплавов солей — Вывод: ионы переносят строго определенные порции заряда

1903 г. — Дж. Томсон — предложил модель строения атома, согласно которой электроны располагаются внутри сферы, имеющей положительный заряд («пудинговая модель»)

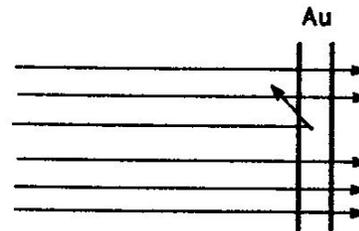
1910 г. — Р. Милликен — измерил заряд электрона

$1,601 \cdot 10^{-19}$ Кл, $m = 1/1840$ у.е.,

$9,11 \cdot 10^{-28}$ г

ЯДРО

1911 г. — Э. Резерфорд — прохождение α -частиц (ядер гелия) через золотую фольгу. Пути большинства α -частиц оказались прямолинейными, только примерно 1 из 10^5 испытывала сильное отклонение. Резерфорд предположил, что в центре атома находится очень маленькое по размеру положительно заряженное ядро.



Ядро **He** — тяжелая частица, не взаимодействует с электронами. Существование маленького тяжелого ядра.

Размер атома $\approx 10^{-10}$ м

Размер ядра $\approx 10^{-15}$ м

ПЛАНЕТАРНАЯ МОДЕЛЬ АТОМА

В центре — Φ - ядро, вокруг вращаются электроны, в целом атом электронейтрален.

$H\alpha$ — электрон, двигаясь с ускорением (центростремительная сила), должен излучать и терять энергию

1913 г. — Н. Бор

дополнил планетарную модель теорией квантов Планка —

энергия может поглощаться и испускаться только порциями;

Н. Бор объяснил линейчатый (дискретный) спектр атома водорода

Постулаты Бора:

1. Электрон движется вокруг ядра по строго определенным (стационарным) орбитам и при движении по ним не излучает энергию
2. Энергия излучается и поглощается при переходе электрона с орбиты на орбиту

$$\Delta E = h\nu = E_2 - E_1$$

Современное состояние:

1924 г. — Л. де Бройль — двойственная природа (дуализм)

электрона, — электрон — волна и частица одновременно.

Электрон — волна «размазан» в пространстве, представляет собой как бы облако. Для отражения этой особенности поведения электрона в атоме введено понятие электронной орбитали.

Согласно современным представлениям:

электроны формируют электронные слои (называемые также оболочками или уровнями), характеризующиеся главным квантовым числом n .

Уровень расщепляется на подуровни, характеризующиеся орбитальным или азимутальным квантовым числом $l = 0, 1, \dots, n-1$. Т.е. для $n = 3$ $l = 0, 1, 2$

Каждый подуровень с квантовым числом l содержит $2l+1$ орбиталей, характеризующихся магнитным квантовым числом m ; $m = l, l-1, \dots, 0, \dots, -l+1, -l$. Значение l

определяет форму орбиталей, m — ориентацию в пространстве

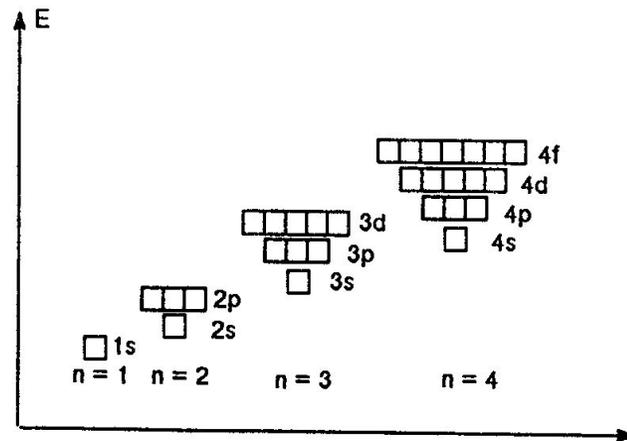
0	1	2	3	4
s	p	d	f	g

$n = 1, l = 0$ уровень содержит одну s-орбиталь

$n = 2, l = 0, 1$ уровень содержит одну 2s и три 2p орбитали (всего 4 орбитали).

$n = 3, l = 0, 1, 2$ уровень — одна 3s, три 3p и пять 3d орбитали (всего 9 орбиталей).

КРОМЕ ТОГО, электрон имеет спин — 4-е квантовое число ($s = \pm 1/2$)



Заполнение орбиталей: 1 Очередность заполнения — принцип наименьшей энергии. 2 Принцип Паули — в одном атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями n, l, m и s . 3. Правило Хунда — в пределах подуровня электроны располагаются так, что их суммарный спин максимален.

ЯДРО

Было установлено, что ядра состоят из протонов ${}_1p$ и нейтронов ${}_0n$

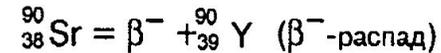
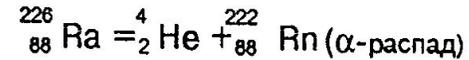
${}_1p + {}_0n$ — ядерные силы

Нуклид — вид атомов с определенными числами протонов и нейтронов (${}_{92}^{235}\text{U}, {}_{19}^{40}\text{K}, {}_6^{14}\text{C}$ и др.)

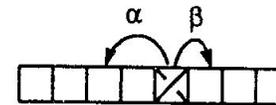
Изотопы — нуклиды одного элемента (${}_{17}^{35}\text{Cl}, {}_{17}^{37}\text{Cl}$)

Изотопы одного элемента химически неразделимы.

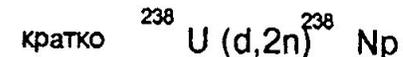
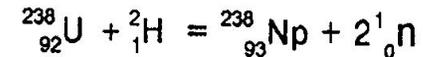
Радиоактивный распад:



! если ядро атома испускает α -частицу, то образуется элемент, расположенный на 2 клетки левее, если испускается β^- -частица — на 1 клетку правее.



Ядерные реакции





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

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

Если изменить количество:

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

Химический элемент – вид атомов с определенным одинаковым зарядом ядра.

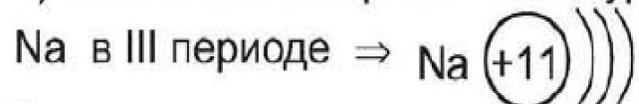
2) n^0 \Rightarrow изменяется масса атома, но Z сохраняется.

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

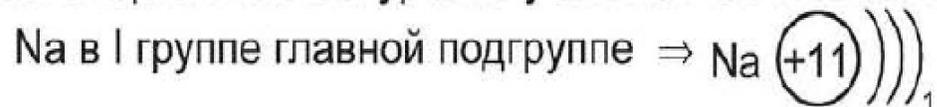
3) e^- \Rightarrow образуется заряженная частица – **ион**. Если атом присоединяет e^- , то превращается в **анион** (отрицательно заряженный ион), а если отдает e^- – то в **катион** (положительно заряженный ион).

Строение электронных оболочек атомов

1) количество энергетических уровней в атоме равно N периода.

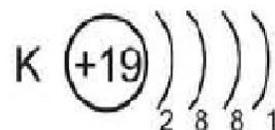
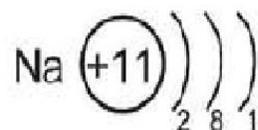
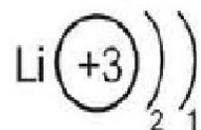


2) по номеру группы можно определить высшую степень окисления и число \bar{e} на внешнем энергетическом уровне у элементов главных подгрупп.

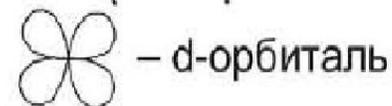
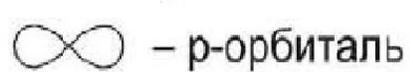
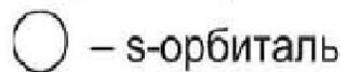


3) максимальное количество \bar{e} на энергетическом уровне $N=2n^2$, где n – номер энергетического уровня Na $\left(\begin{array}{c} \text{+11} \\ \text{)} \text{)} \text{)} \end{array} \right)_{2 \ 8 \ 1}$

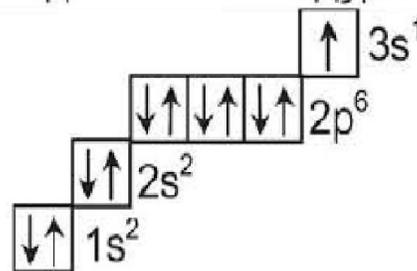
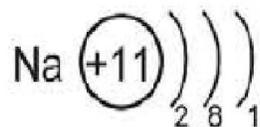
4) одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому повторяются и свойства химических элементов.



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



6) энергетический уровень делится на подуровни



 – свободная орбиталь

 – неспаренный \bar{e}

 – пара \bar{e}

Атомы по строению внешнего энергетического уровня:



с **завершенным** (8 \bar{e}) последним энергетическим уровнем

с **незавершенным** последним энергетическим уровнем



⇓
благородные газы He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

⇓
все остальные элементы



⇓
существуют в виде одиночных атомов

⇓
для завершения последнего энергетического уровня отдают или присоединяют \bar{e} В результате образуется **химическая связь**.

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

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

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

В Периодической системе:

⇓
R_{ат} уменьшается ⇒ Э. О. увеличивается ⇒ неметаллические свойства увеличиваются
R_{ат} увеличивается

⇓
Э. О. уменьшается

⇓
металлические свойства увеличиваются

Сущность химической реакции состоит в получении новых веществ, в перегруппировке атомов исходных веществ в продукты реакции

Количественно химическая реакция может быть охарактеризована скоростью протекания и глубиной протекания

Скорость протекания (химическая кинетика)

Скорость гомогенной химической реакции определяется количеством вещества (числом молей Δn), превращенного в объеме (V) за промежуток времени (Δt):

$$\vartheta = \frac{\Delta n}{V \Delta t} \quad V = \text{const} \quad \vartheta = - \frac{\Delta C_{\text{реаг}}}{\Delta t} = + \frac{\Delta C_{\text{продукт}}}{\Delta t}$$

Чем определяется скорость?

Реакция происходит при столкновении молекул реагирующих веществ, поэтому скорость определяется ① числом столкновений и ② их энергией

① **Концентрация** (число молекул в единице объема). Чем выше концентрация, тем чаще происходят столкновения.

$$\vartheta \approx [A] \cdot [B] \text{ для } A + B \rightarrow C$$

$$\vartheta \approx k[A] \cdot [B] \text{ где } k \text{ — константа скорости (} k = \vartheta, \text{ если, например, } [A] = [B] = 1 \text{)}$$

Если в реакции в отдельном столкновении, т.е. элементарном акте, участвуют n молекул A и m — B , т.е. $nA + mB \rightarrow C$, то

$$\vartheta = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$$

Закон действующих масс
(К.М.Гульдберг и П.Вааге, 1864 г)

n, m — порядки реакции — часто не равны стехиометрическим коэффициентам. Причина — сложный механизм реакций.

② **Температура** (мера кинетической энергии молекул). Чтобы реакция прошла, необходимо разрушить связи в исходной молекуле. Для этого требуется энергия (энергия активации). Молекулы должны столкнуться с определенной энергией.

Так как доля молекул, обладающих необходимой энергией, быстро увеличивается с ростом температуры, скорость реакции резко возрастает с ростом температуры.

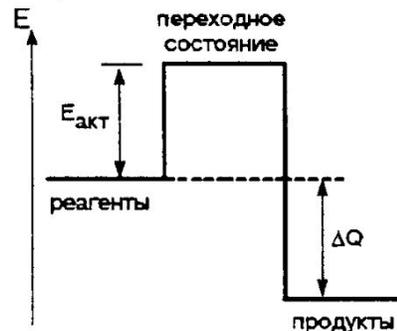
Приближенное правило Вант-Гоффа: скорость возрастает в 2–4 раза при нагревании на 10°C .

Уравнение Аррениуса: $k = \text{const} \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT}}$

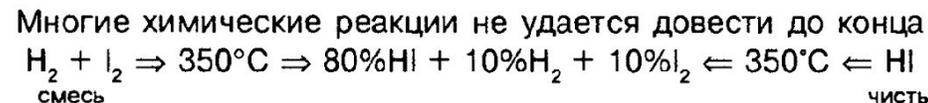
R — газовая постоянная, T — температура, k

③ **Катализатор** — изменение механизма реакции → уменьшение энергии активации → увеличение скорости.

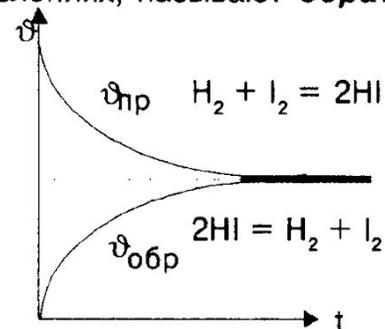
Ингибитор — уменьшение скорости реакции.



Глубина протекания (химическая термодинамика)



Реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях, называют **обратимыми**



При равновесии: $\vartheta_{\text{пр}} = \vartheta_{\text{обр}}$

Химическое равновесие имеет динамический характер

Для реакции: $mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$

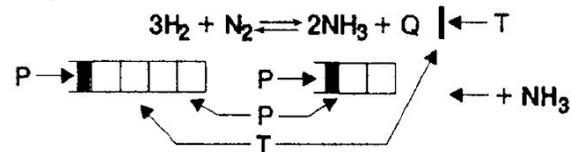
константа равновесия K

$$K = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

При данной температуре K имеет постоянное значение, характеризует равновесный состав смеси

Способы смещения химического равновесия

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывать внешнее воздействие (изменить T, P , концентрацию), то равновесие в системе смещается в том направлении, при котором эффект воздействия уменьшается.



Катализатор **не** влияет на положение равновесия (константу равновесия), а только ускоряет его достижение

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

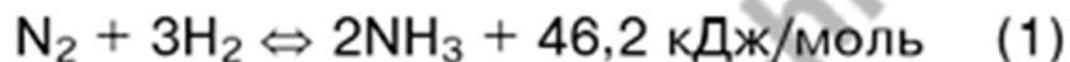
Если на систему, находящуюся в равновесии, производится внешнее воздействие, то оно вызывает процесс, ведущий к уменьшению результата воздействия.

P. Увеличение давления (для газов) смещает равновесие в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема.

T. Увеличение температуры смещает положение равновесия в сторону эндотермической реакции.

C. Увеличение концентрации исходных веществ и удаление продуктов из сферы реакции смещает равновесие в сторону прямой реакции.

«Бегство от насилия»



- **Изменение температуры:** при повышении t° ускоряется эндотермический процесс, при понижении - быстрее протекает экзотермическая реакция.

Повышение t° способствует протеканию обратной реакции уравнения (1).

- **Изменение давления:** при повышении давления равновесие смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, понижение давления способствует процессу, сопровождающемуся увеличением объема.

Повышение давления способствует протеканию прямой реакции уравнения (1).

- **Изменение концентрации:** при повышении концентрации реагента в системе развивается процесс, уменьшающий концентрацию этого вещества.

Повышение концентрации реагентов способствует протеканию прямой реакции.

- **Катализаторы** одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакцию и поэтому на смещение равновесия влияния не оказывают, а только способствуют более быстрому его достижению.

Для того, чтобы определить направление протекания и продукты реакции, необходимо установить:

Окислители:

1. Простые вещества, образованные атомами элементов-неметаллов VI-VII групп (F_2 , O_3 , O_2 , Cl_2 , Br_2 и др.)
2. Многие многозарядные ионы металлов:
 $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$; $Cu^{2+} + e^- = Cu^+$
3. Ионы, содержащие атомы элементов в высоких степенях окисления:
 MnO_4^- (Mn VII), $Cr_2O_7^{2-}$ (Cr VI)
4. Ионы и молекулы, содержащие атомы неметаллов в высших степенях окисления:
 HNO_3 , $KClO_3$ и др.
5. Кислоты (за счет ионов H^+)
6. Пероксиды, надпероксиды, озониды
 H_2O_2 , K_2O_4 , KO_3

Восстановители:

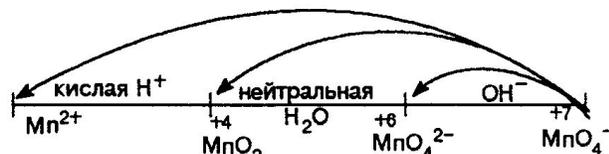
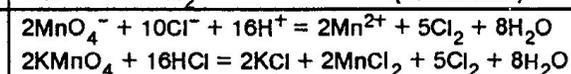
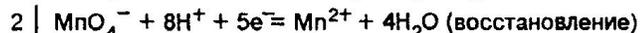
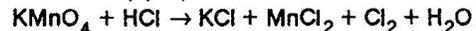
1. Атомы металлов I-III групп и др. (Na, Ca, Al, Fe...)
2. Отрицательно заряженные ионы неметаллов S^{2-} , Cl^- и др.
3. Многие сравнительно малозарядные ионы металлов (Fe^{2+} , Mn^{2+} и др.)
4. Ионы и молекулы, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления:
 SO_2 , SO_3^{2-} , H_3PO_3 и др.
5. H_2 , CO, CH_4 , NH_3 , C
6. Гидриды металлов I-III групп (CaH_2 , LiH и др.)

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют:

Метод электронно-ионного баланса

(в водных растворах)

1. Найти окислитель и восстановитель.
2. Определить, какие ионы существуют в растворе
3. Записать схемы полуреакций окисления и восстановления
4. Сбалансировать число атомов в каждой части, добавляя H^+ или H_2O — в кислой среде
 OH^- или H_2O — в щелочной
5. Уравнять число электронов (зарядов)
6. Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются!)
7. Найти коэффициенты

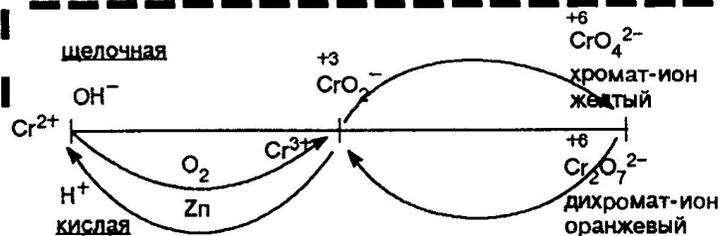
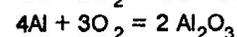
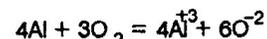
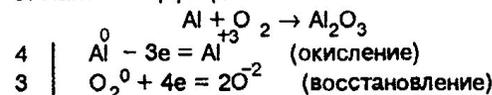


т.о., наибольшая окислительная активность $KMnO_4$ — в кислой среде (обычно используют разбавл. H_2SO_4)

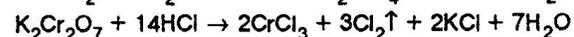
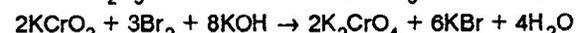
Метод электронного баланса

(газ + газ, газ + тв., тв. + тв.)

1. Найти окислитель и восстановитель
2. Записать схемы полуреакций окисления и восстановления
3. Сбалансировать заряды и электроны
4. Суммировать полуреакции в полное электронное уравнение (электроны должны сократиться)
5. Найти коэффициенты



Cr_2O_3 — темно-зеленый; CrO_3 — темно-красный



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

<p align="center">Правила определения степени окисления</p>	<p align="center">Составление формул бинарных соединений по степени окисления</p>
<p>1) В простых веществах степень окисления атомов равна 0.</p> <p>2) Атомы более электроотрицательного элемента присоединяют \bar{e} и приобретают \ominus-степень окисления.</p> <p>3) Атомы менее электроотрицательного элемента отдают \bar{e} и приобретают \oplus-степень окисления.</p> <p>4) Сумма степеней окисления в соединении равна 0.</p> <p>$Al_2^{+3}O_3^{-2} \rightarrow (+3) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$</p> <p>$H_3^{+1}P^{+5}O_4^{-2} \rightarrow (+1) \cdot 3 + (+5) + (-2) \cdot 4 = 0$</p> <p>$Si^xO_2^{-2} \rightarrow x + (-2) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +4$</p> <p>$H_2^{+1}S^xO_4^{-2} \rightarrow (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \Rightarrow x = +6$</p>	<p>1) На первом месте пишем знак менее электроотрицательного элемента, на втором – более.</p> <p>2) Определяем, сколько \bar{e} может отдать атом менее электроотрицательного элемента, а сколько присоединить \bar{e} атом более электроотрицательного элемента.</p> <p>3) Находим наименьшее общее кратное обеих степеней окисления и делим его на каждую из них – получаем индексы.</p> <p align="center"> $\begin{matrix} \swarrow \textcircled{6} \searrow \\ +3 \quad -2 \\ Al \quad S \end{matrix} \rightarrow Al_2S_3; \begin{matrix} \swarrow \textcircled{10} \searrow \\ +5 \quad -2 \\ P \quad O \end{matrix} \rightarrow P_2O_5$ </p> <p align="center"> $\begin{matrix} \swarrow \textcircled{6} \searrow \\ +6 \quad -2 \\ S \quad O \end{matrix} \rightarrow SO_3$ </p>

Количественные величины

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

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

Смеси

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

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

Способы разделения смесей

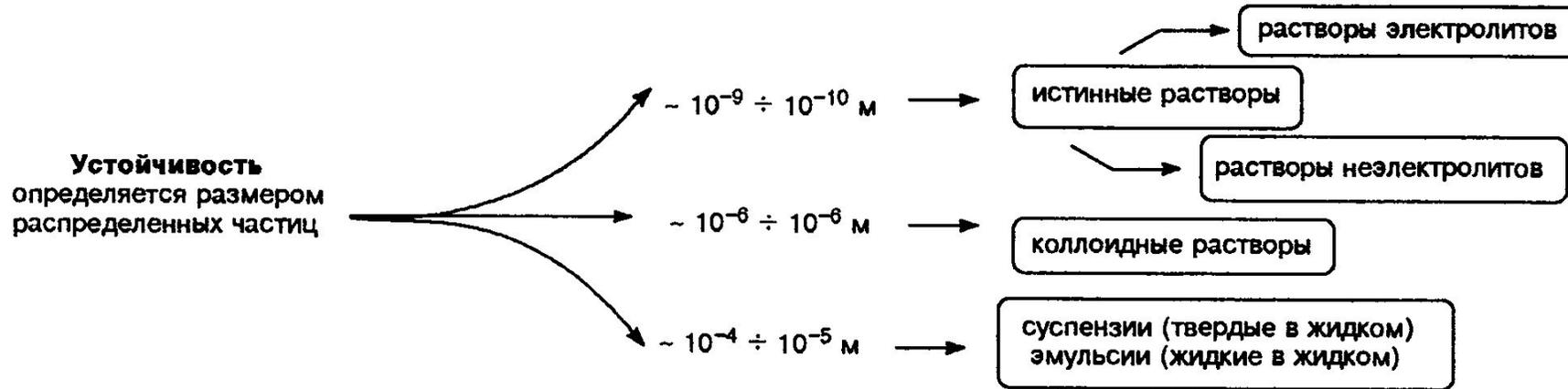
Фильтрование
Отстаивание
Декантация

Выпаривание
Перегонка
Кристаллизация

РАСТВОРЫ

Гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух и более компонентов

Растворитель — количественно преобладает и находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор



Количественная характеристика

Массовая доля $W = \frac{m_1 \text{ (масса растворенного вещества)}}{m_2 \text{ (общая масса раствора)}}$

обычно выражают в процентах

Если количество растворенного вещества n отнесено к общему объему раствора V , то говорят о **молярной концентрации C**

$$C = \frac{n_{\text{растворенного вещества}}}{V_{\text{раствора}}} \text{ (моль/дм}^3\text{; моль/л)}$$

Качественная характеристика

Разбавленные: относительно малое содержание растворенного вещества.

Концентрированные: относительно высокое содержание растворенного вещества. Например, 95–98% масс. H_2SO_4

Растворение, растворимость

подобное растворяется в подобном



Равновесие: насыщенный раствор. Отсутствие равновесия — ненасыщенный раствор (концентрация ниже насыщенного), или пересыщенный раствор — выше насыщенного.

Концентрация насыщенного раствора — мера растворимости вещества, его способности растворяться в данном растворителе.

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

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

По содержанию растворенного в-ва

Разбавленные – растворенного вещества намного меньше, чем растворителя

Концентрированные – количества растворенного вещества и растворителя сравнимы друг с другом

По насыщенности

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

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

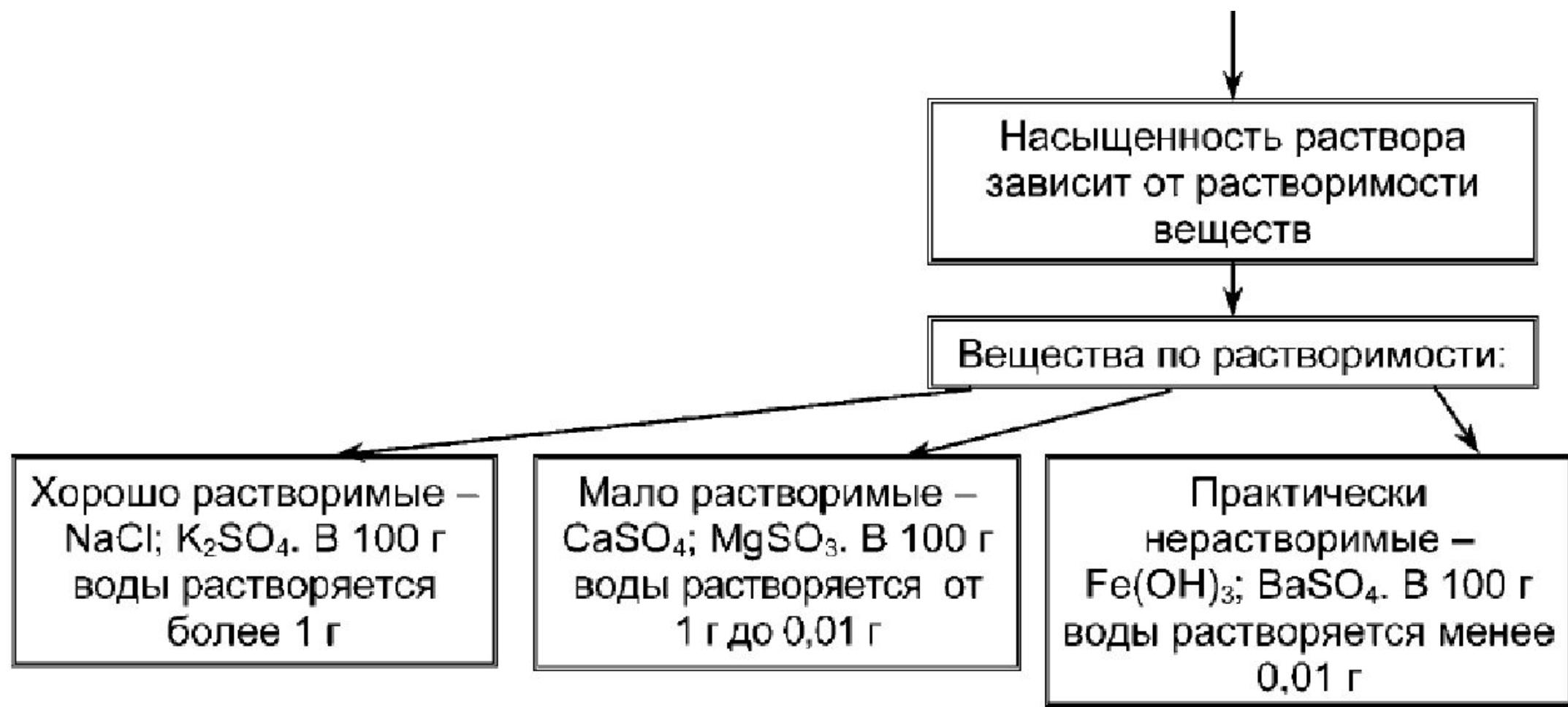
Пересыщенный – раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях

По агрегатному состоянию:

Твердые (сплавы металлов)

Жидкие (растворы солей в воде)

Газообразные (воздух)



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

Если теплота в результате растворения:

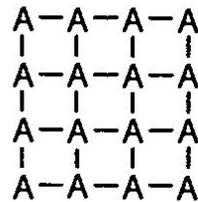
выделяется, то с увеличением температуры растворимость уменьшается. Например, растворение в воде O_2 .
 поглощается, то с увеличением температуры растворимость увеличивается. Например, растворение в воде KCl , KNO_3 и др.

Для газов — **закон Генри** — с увеличением давления растворимость газа увеличивается.

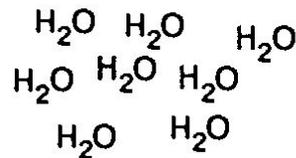
Растворение

Преимущественно **химический** процесс $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
 $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$
 нельзя физически выделить исходное вещество
 Преимущественно **физический** процесс $NaCl + H_2O$
 $I_2 + \text{бензол}$
 можно выделить физически растворенное вещество

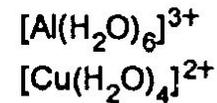
твердое вещество + молекулы растворителя



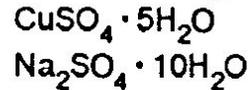
сольватация
(гидратация)



$A \cdot nH_2O$ сольваты (гидраты)

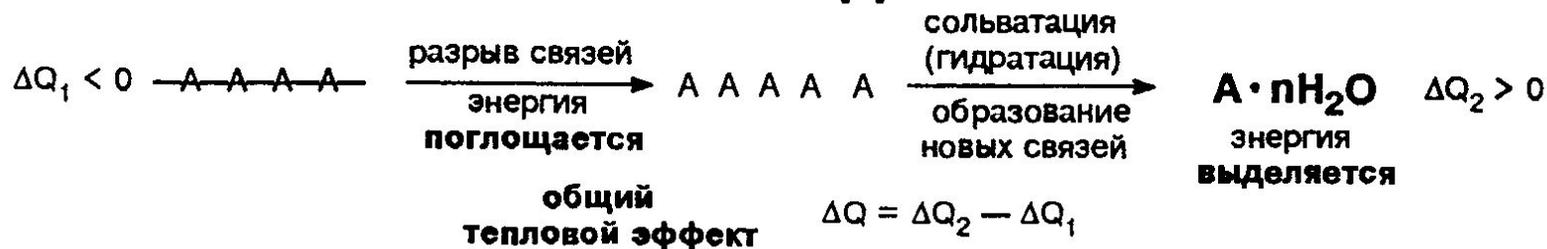


кристаллогидраты



иногда настолько прочны, что могут быть выделены из раствора в кристаллическом состоянии

Тепловые эффекты



Растворимость, г. вещества в 100 г. воды

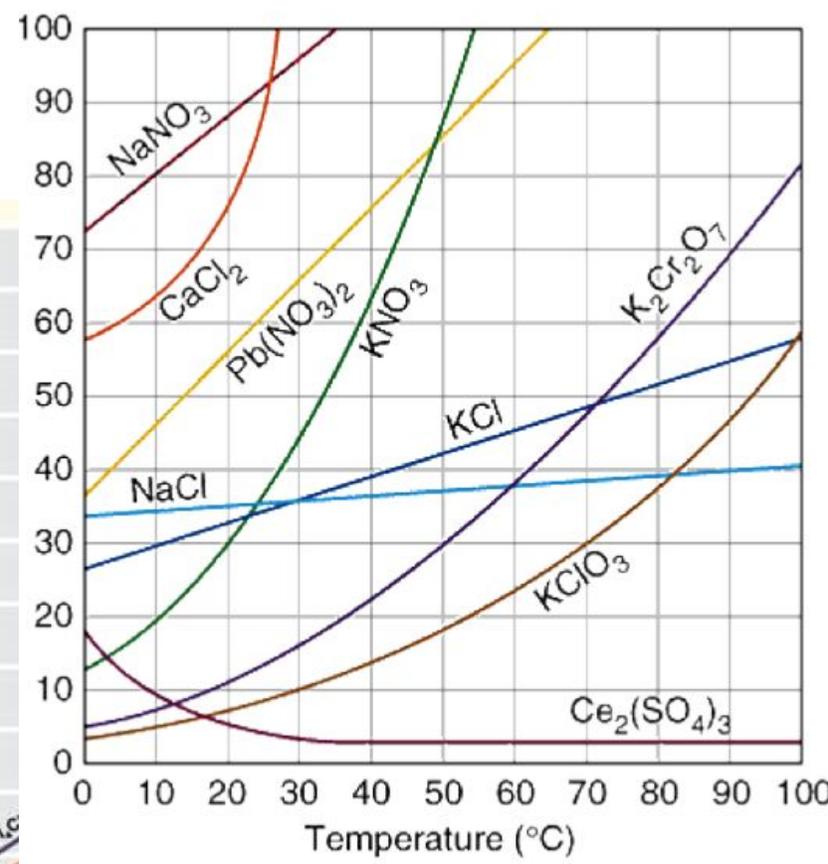
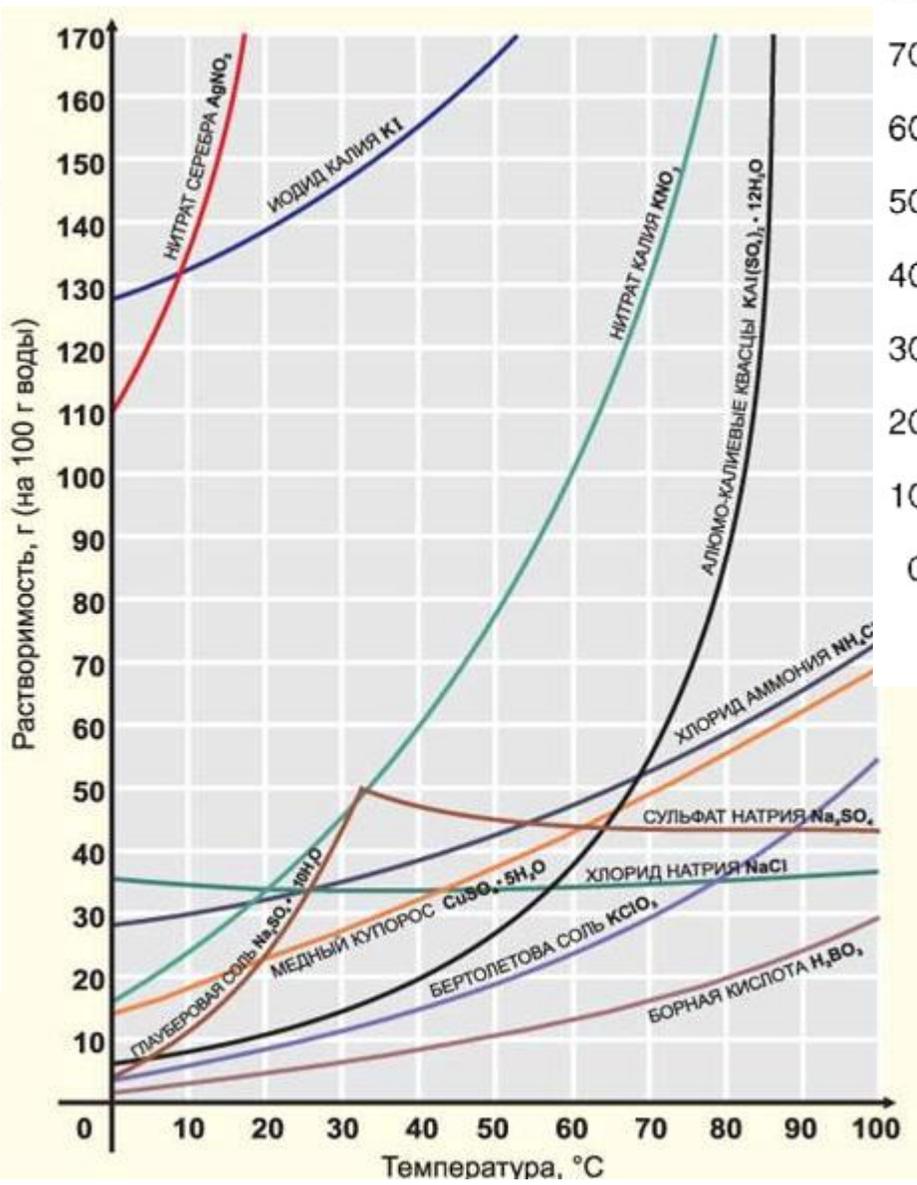
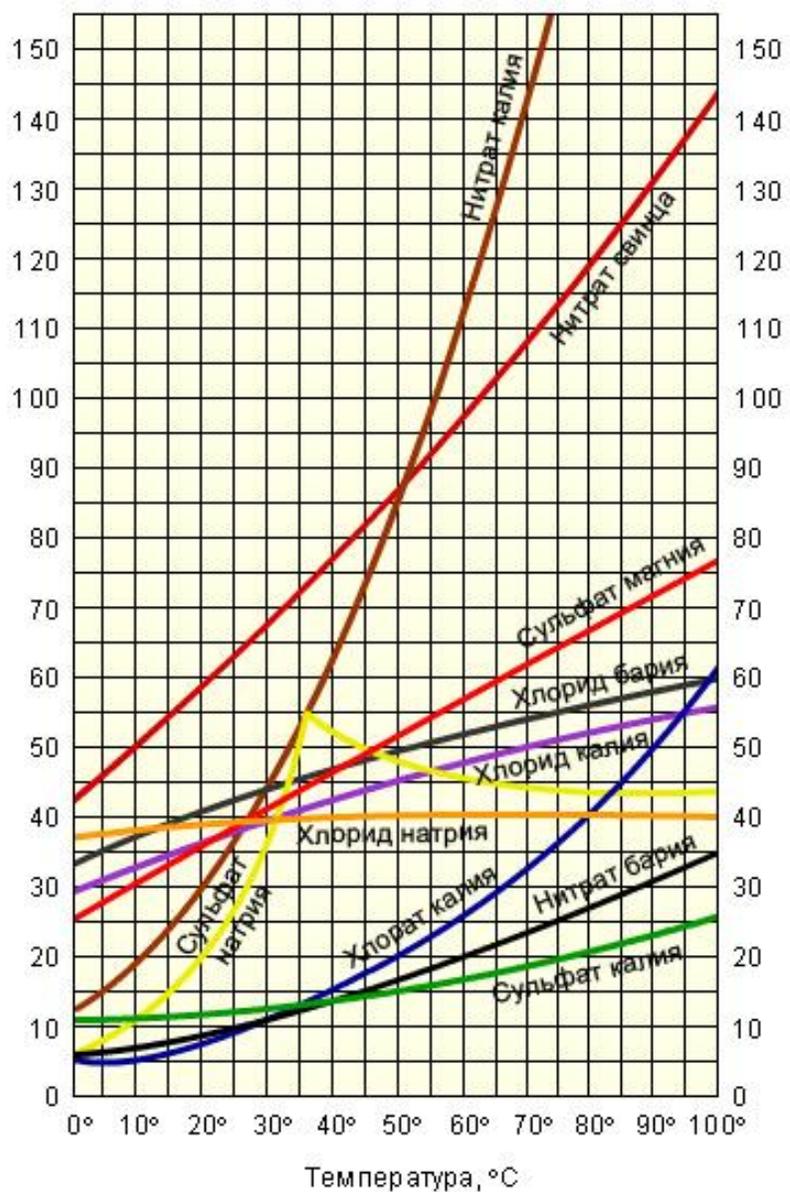
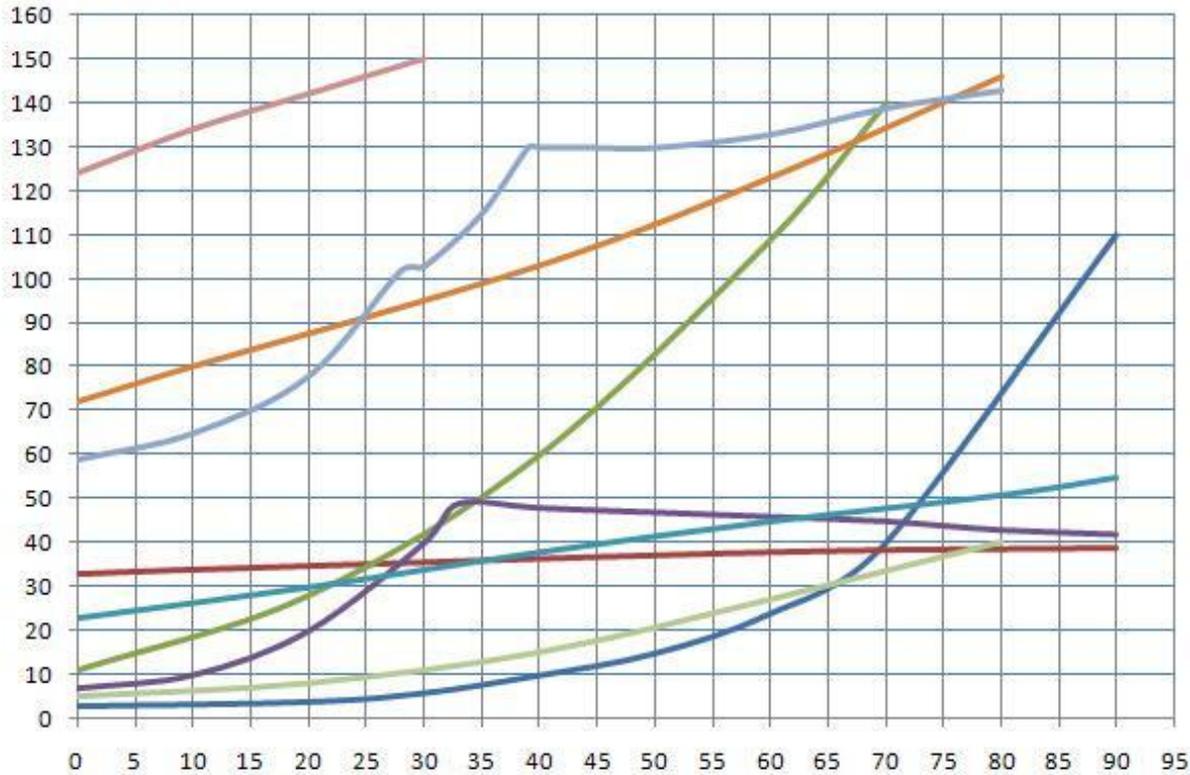
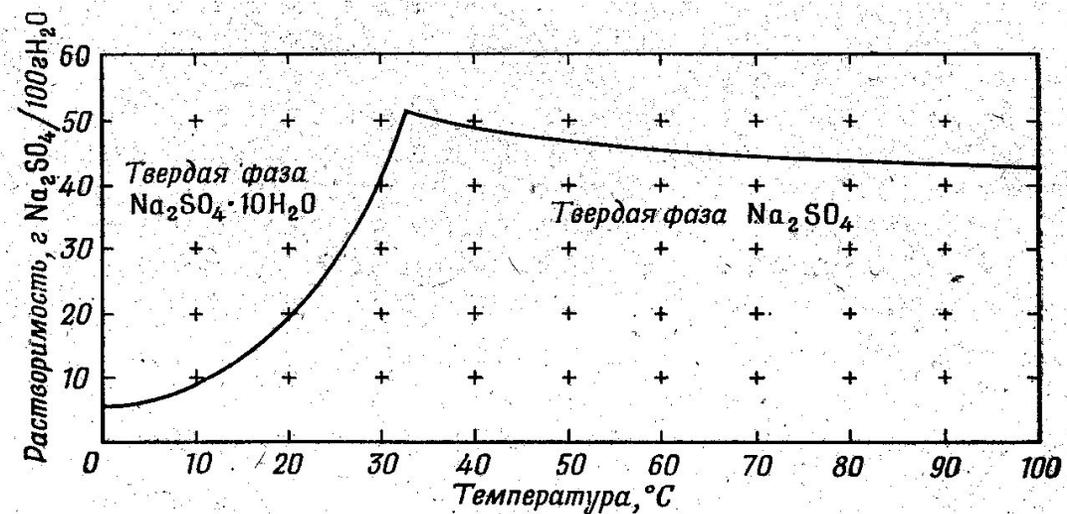


Таблица растворимостей солей в 100г воды (соль безводная)

г/100г воды



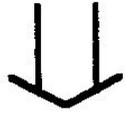
- Квасцы (калия и алюминия) $KAl(SO_4)_2$
- Поваренная соль $NaCl$
- Селитра калиевая KNO_3
- Сульфат натрия Na_2SO_4
- Хлористый калий KCl
- Селитра натриевая $NaNO_3$
- Хлористый кальций $CaCl_2$
- Йодид калия KI
- Сульфат калия K_2SO_4



Р и с. 127. Растворимость сульфата натрия в воде.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Растворы многих солей, кислот, оснований



1. Проводят электрический ток (хотя в сухом состоянии — изоляторы)
2. Некоторые коллигативные свойства растворов ($T_{\text{кипения}}$, $T_{\text{замерзания}}$ и т.д.) изменяются т.о., как будто число частиц в целое число раз больше, чем число молекул (формульных единиц) растворенного вещества.

Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток

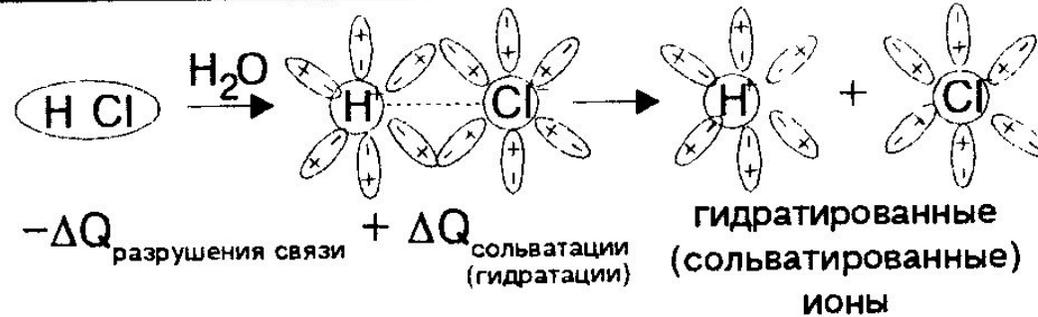
Теория
электролитической
диссоциации
1887 г. Сванте
Аррениус

1. При внесении в воду электролитов в растворе оказываются положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы) (**электролитическая диссоциация**)
2. Под действием электрического тока ионы перемещаются
3. Электролитическая диссоциация может быть обратима
4. Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, T , концентрации



Механизм

диссоциации на
ионы полярной
молекулы



Количественно процесс $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$
характеризуют

степенью диссоциации α
и константой диссоциации $K_{\text{дис}}$

$$K_{\text{дис}} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

$$\alpha = \frac{N_{\text{(число распавшихся молекул)}}}{N_{\text{(исходное число молекул в растворе)}}$$

значение α не связано с
растворимостью вещества в воде

$K_{\text{дис}}$ — константа при **данной** температуре

Условное деление электролитов по силе для 0.1 моль/л растворов

3%

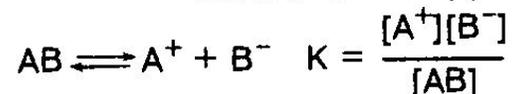
α

30%

Слабые электролиты H_2S ,
 H_2CO_3 , CH_3COOH , фенол,
 $NH_3 \cdot H_2O$

**Электролиты средней
силы** (по 1-й ступени) H_2SO_3 , H_3PO_4

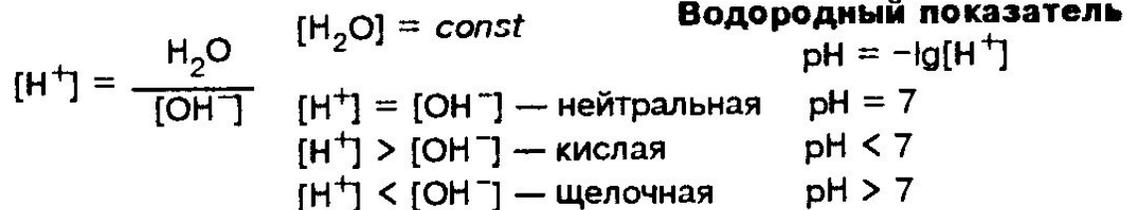
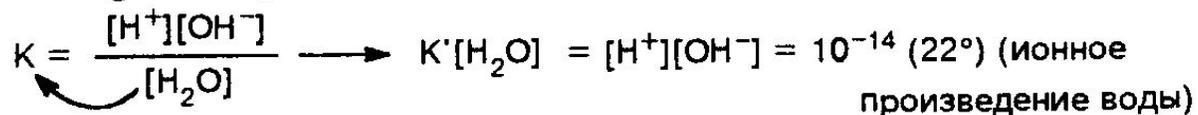
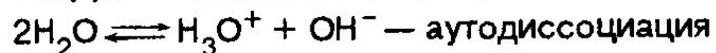
Константа диссоциации



Ступенчатая диссоциация



Вода — слабый электролит



Сильные электролиты
гидроксиды щелочных и
щелочноземельных металлов,
некоторые кислоты, соли
(почти все).

Произведение растворимости

Малорастворимые соли — это сильные электролиты. Их растворимость м.б. охарактеризована концентрацией ионов в насыщенном растворе



$$K = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]} ; [BaSO_4] = const$$

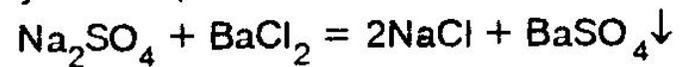
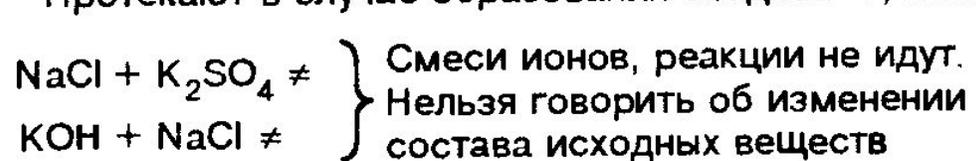
$$K' = \text{ПР}_{BaSO_4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

При $T = const$ $\text{ПР} = const$

Если $[A^+][B^-] > \text{ПР}$, ↓ осадок

Ионные реакции: реакции между ионами, протекающие в растворе электролитов

Протекают в случае образования осадков ↓, легколетучих веществ ↑ и малодиссоциированных веществ

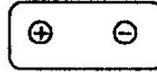


в ионной форме:



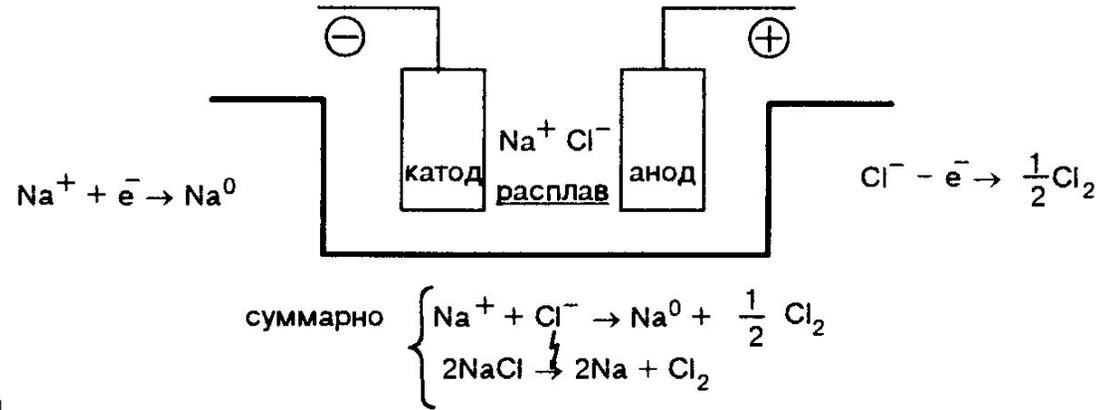
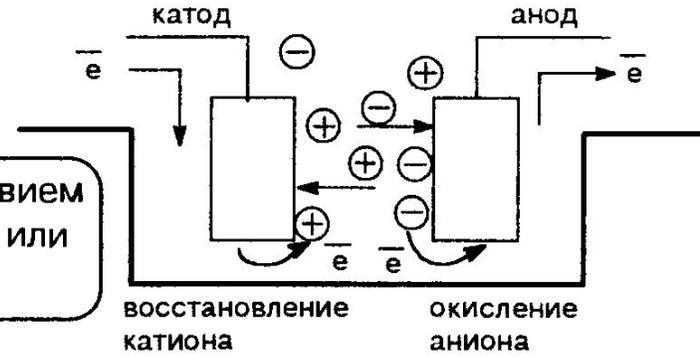
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиты \longrightarrow

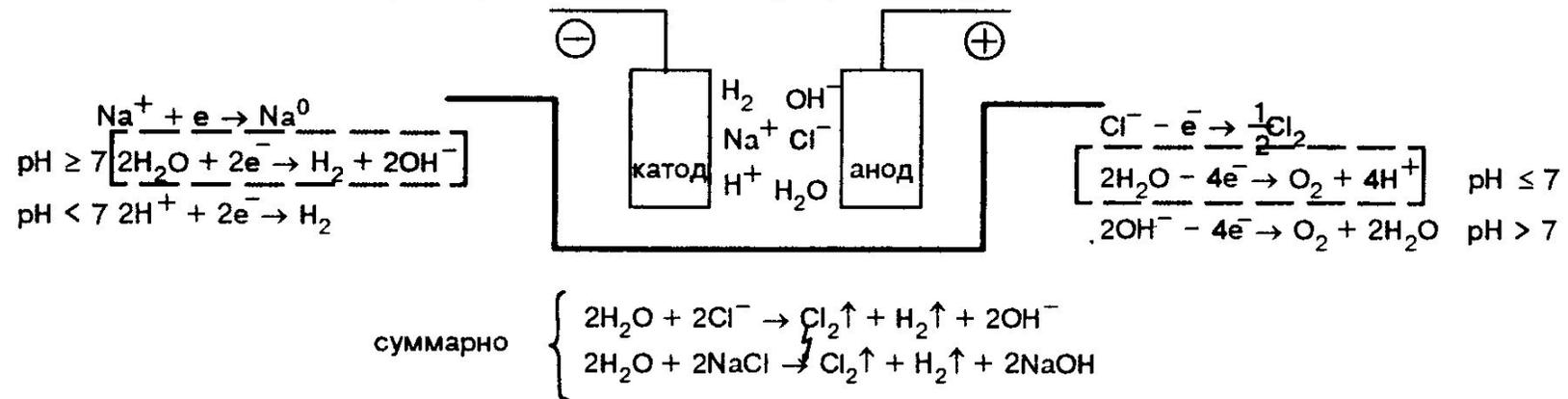


проводят электрический ток

Совокупность химических реакций, протекающих под действием электрического тока на электродах, помещенных в раствор или расплав электролита, называется **электролизом**

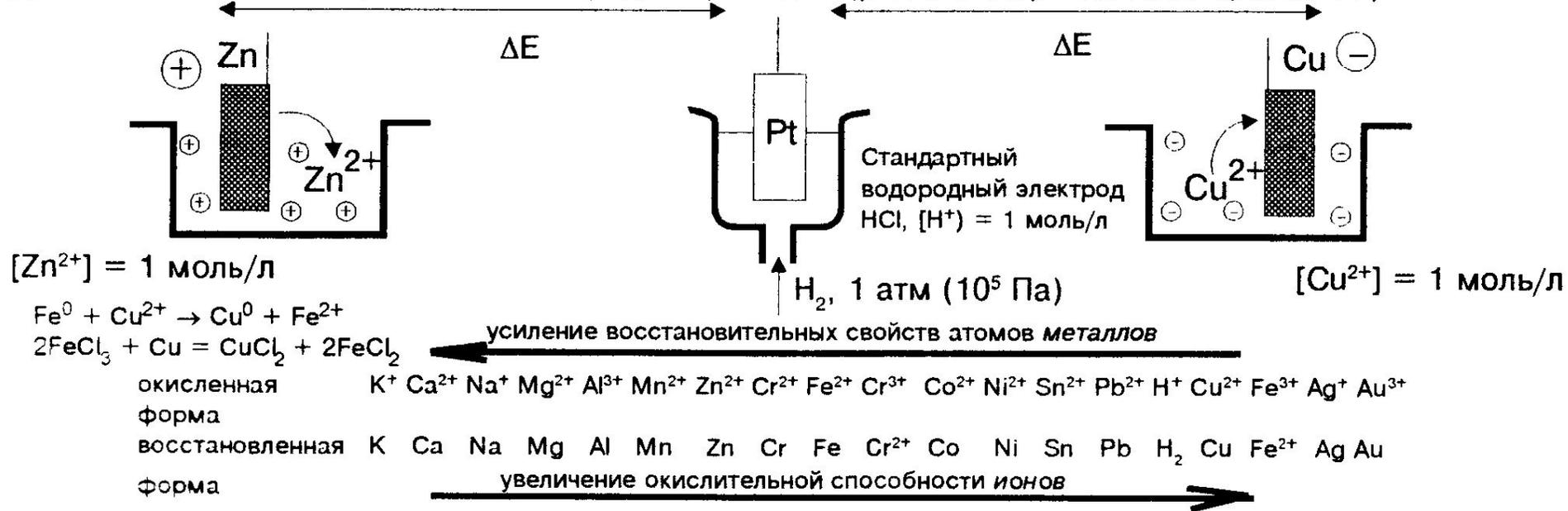


В растворе — сложнее из-за присутствия воды



Еще сложнее электролиз протекает в смесях солей. Возможность осуществления того или иного процесса зависит от окислительно-восстановительных свойств ионов в растворе

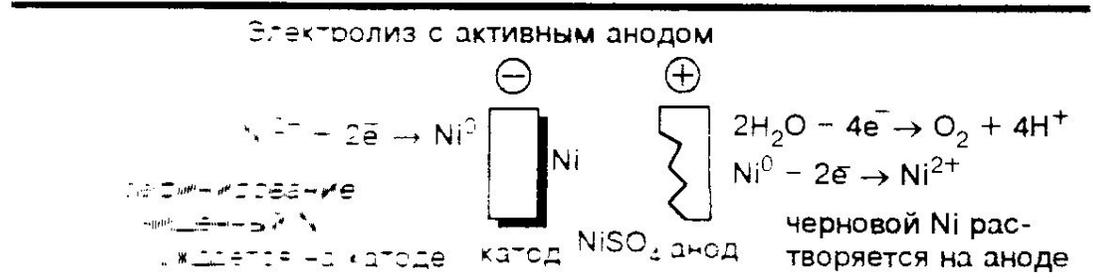
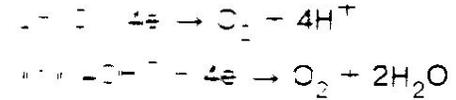
Для металлов — электрохимический ряд напряжений (ряд стандартных потенциалов E°)



Для анионов — аналогично можно построить ряд
 увеличение восстановительной активности анионов



Оксидируются молекулы воды: окисляются сами при электролизе водных растворов



Законы электролиза: М. Фарадей —
 равные количества электричества выделяют на электродах эквивалентные массы веществ
 96520 Кл

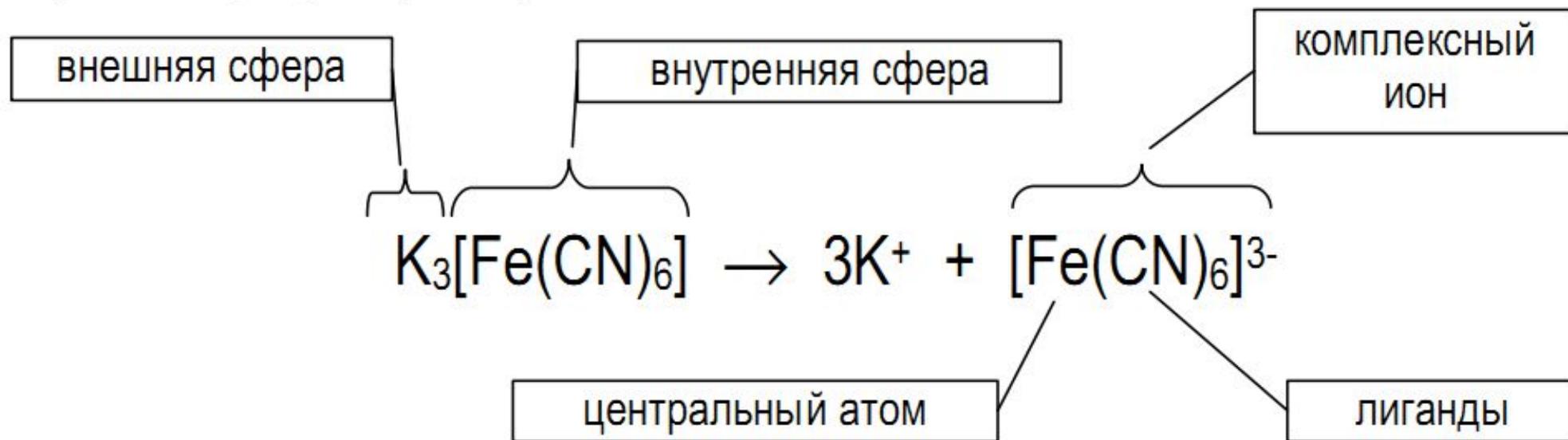
$$m = \frac{\Theta \cdot I \cdot t}{F} = \frac{\Theta \cdot I \cdot t}{96520}$$

где Θ — электрохимический эквивалент (молярная масса эквивалента)
 $\Theta = \frac{M}{n}$ (n — число e^-)

В конце XIX века – состав некоторых соединений не подчиняется общим правилам валентности (SiF_6^{2-}).

А.Вернер – понятие комплексных соединений – 1898 г.

При диссоциации в растворе:



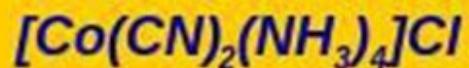
Лиганды – доноры электронных пар.

Центральный атом – акцептор.

Образование комплексных соединений характерно для ***d-элементов***. *d*-электроны не так хорошо экранируют заряд ядра, как *s*- и *p*-электроны. Это означает, что атомы и ионы переходных металлов обладают большей поляризующей способностью, чем атомы и ионы остальных элементов.

1. По знаку электрического заряда комплекса

Катионные



Тетраамминдициано
-кобальт (III)
хлорид

Анионные



Калий
гексацианоферрат
(II)

Нейтральные



Тетракарбонил
никель (II)

II. По характеру лиганда (\mathcal{L}).

а). Ацидокомплексы (\mathcal{L} лиганды кислотного остатка CO_3^{2-} ; Cl^-)

б). Амидокомплексы ($\mathcal{L} - \text{NH}_3$)

в). Аквакомплексы ($\mathcal{L} - \text{H}_2\text{O}$)

г). Гидроксокомплексы ($\mathcal{L} - \text{OH}^-$).

НАЗВАНИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Сначала произносится:

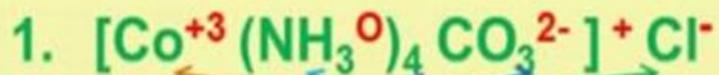
1. Название **аниона**, а затем **катиона** в **родительном падеже**.
2. Название комплексного иона составляется следующим образом:

Сначала указывают числа (используя греческие числители: **ди-**, **три-**, **тетра-**, **пента-**, **гекса-** и т.д.) и название отрицательно заряженных лигандов с окончанием «**О**».

Cl⁻ - хлоро, **SO₄²⁻** - сульфато, **OH⁻** - гидроксо, **NO₃⁻** - нитрато, **Br⁻** - бромато, **S²⁻** - тио, **CO₃²⁻** - карбонато, **CNO⁻** - циано, **CNS⁻** - родано, **PO₄³⁻** - фосфато, **CrO₄²⁻** - хромато.

3. Затем указывают числа и названия **нейтральных лигандов**, причем **вода H₂O** называется **аква**, а **аммиак NH₃** – **амин**.

4. Последним называется комплексообразователь, указывая степень окисления (в скобках, римскими цифрами, с окончанием **а – у катиона**, **ат – у аниона**).



Хлорид-карбонато-тетра-амин-кобальта (III)



Тетра-нитро-ди-амин-кобальтат (III)



Тетра-хлоро-ди-амин-платина

(Степень окисления комплексообразователя не называется)

ОКСИДЫ

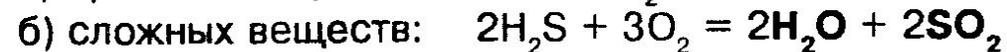
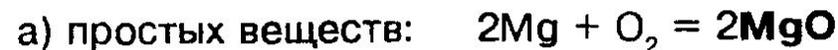
Оксиды — сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2

Формула	Название	Формула	Название
CO	оксид углерода (II)	Fe ₂ O ₃	оксид железа (III)
NO	оксид азота (II)	CrO ₃	оксид хрома (VI)
N ₂ O ₅	оксид азота (V)	Mn ₂ O ₇	оксид марганца (VII)

Агрегатное состояние при н.у.: газы (NO, CO, CO₂ и др.), жидкости (H₂O) и твердые (Fe₂O₃, MgO, CaO и др.) вещества.

Получение оксидов

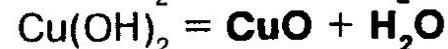
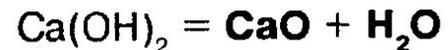
1) Окисление кислородом



2) Разложение а) нагреванием солей: $2\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$! кроме солей щелочных металлов:



б) нагреванием оснований:



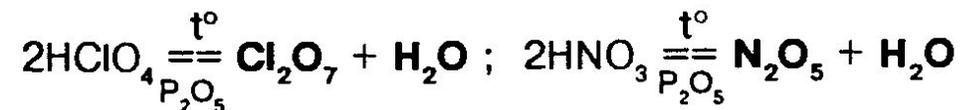
! гидроксиды щелочных металлов не разлагаются, кроме LiOH
 $2\text{LiOH} = \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

в) нагреванием кислородсодержащих кислот

в случае термически неустойчивых кислот (H₂CO₃, H₂SO₃) — простое нагревание



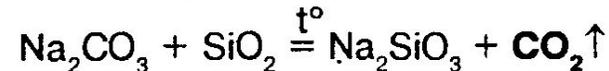
в случае термически устойчивых кислот — нагревание в присутствии P₂O₅



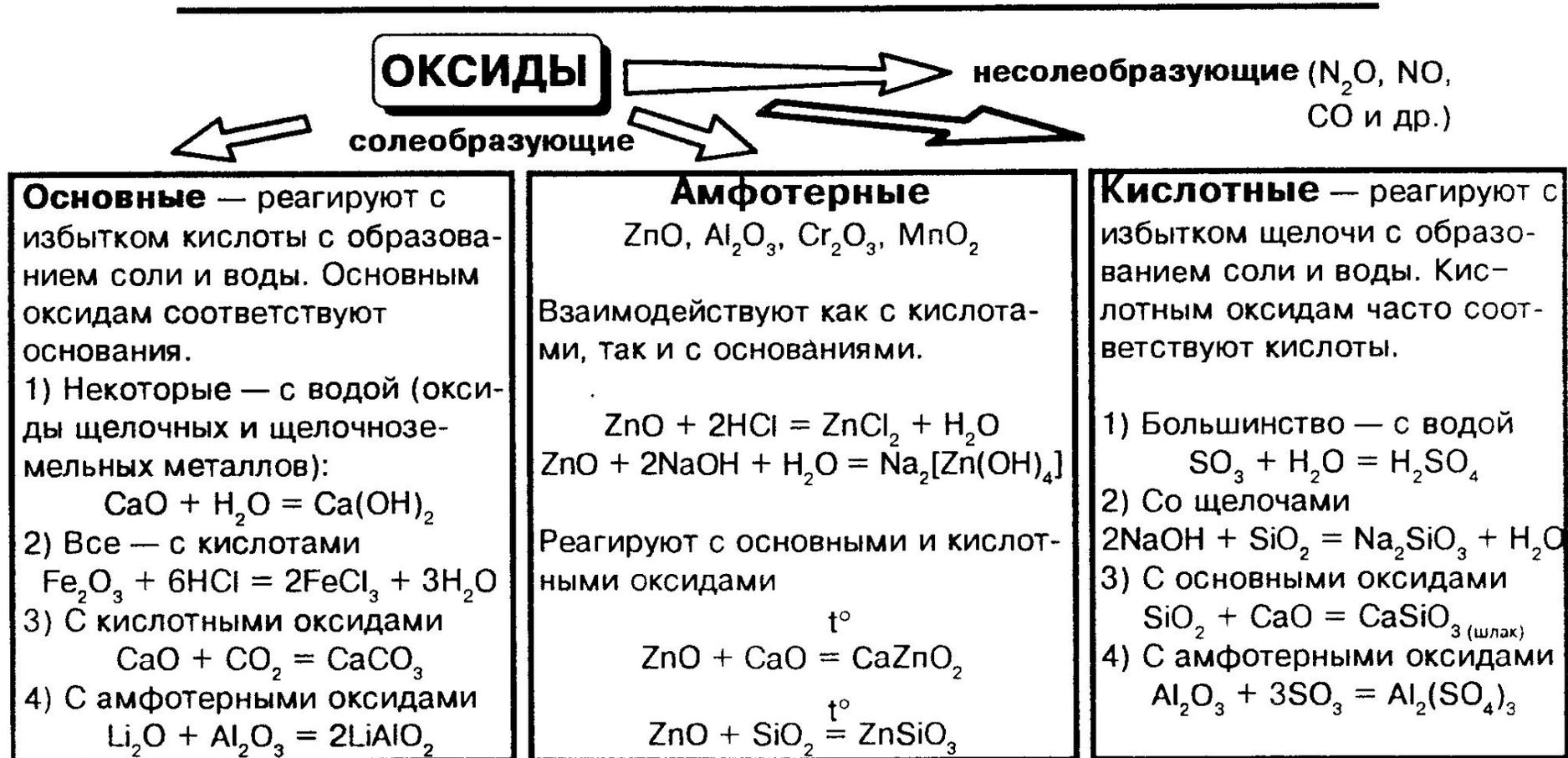
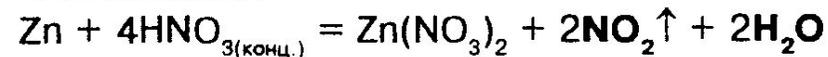
3) **Разложение** высших оксидов и **окисление** низших:



4) **Вытеснение** летучего оксида менее летучим при высокой температуре:



5) **Взаимодействие кислот — окислителей** ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HNO_3) с металлами и некоторыми неметаллами:



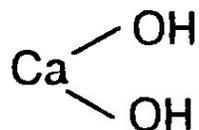
ОСНОВАНИЯ

С позиций теории электролитической диссоциации **основания** — соединения, образующие при растворении в воде из отрицательных ионов **только ионы гидроксида** OH^-

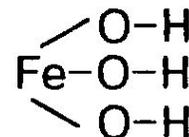
С позиции протонной теории Й. Бренстеда и Т. Лоури основания — акцепторы протонов
($\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$)

С позиции электронной теории Г. Льюиса основания — доноры электронной пары (OH^- , HF и др.)

гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов —
щелочи



гидроксид кальция



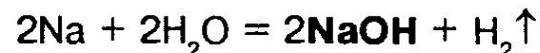
гидроксид железа (III)

Физические свойства: Твердые кристаллические вещества. В воде растворимы щелочи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, другие — малорастворимы. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань — **едкие щелочи**

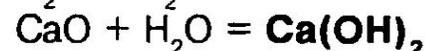
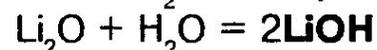
ПОЛУЧЕНИЕ

Щелочи можно получить по реакциям:

1. Металл + вода



2. Оксид + вода

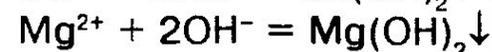
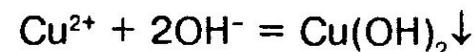
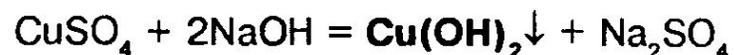


3. Электролиз водных растворов солей щелочных металлов

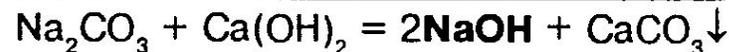


Нерастворимые в воде основания:

Соль + щелочь



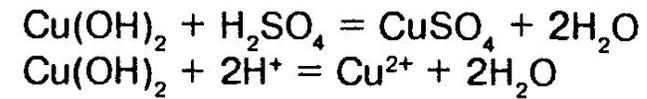
Исключение



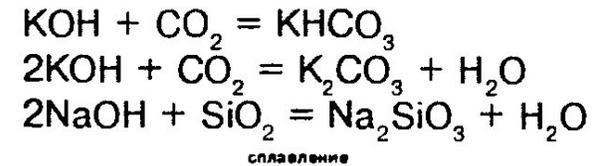
насыщенный
раствор

Химические свойства

1. Основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации)



2. С кислотными оксидами

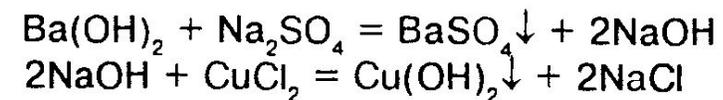


3. Растворы щелочей имеют $\text{pH} > 7$, изменяют окраску индикаторов. В щелочной среде окраска лакмуса — синяя, фенолфталеина — малиновая

4. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами



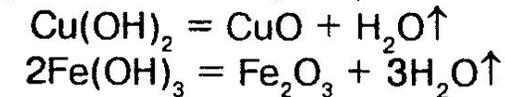
5. Щелочи взаимодействуют с солями, если образуется мало-растворимая соль или малорастворимое основание



6. При нагревании:

гидроксиды **щелочных металлов** — не разлагаются (кроме LiOH)
щелочноземельных — разлагаются при прокаливании

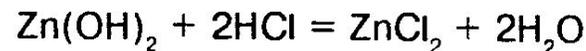
7. Нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются:



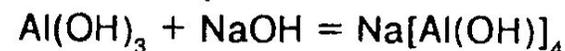
Амфотерные гидроксиды ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.)

реагируют с

кислотами



щелочами



КИСЛОТЫ

С позиции электролитической диссоциации **кислоты** — соединения, образующие при растворении в воде из положительных ионов только ионы водорода H^+ (ионы гидроксония H_3O^+). С позиции протонной теории Й. Бренстеда и Т. Лоури **кислоты** — доноры протонов (HCl , H_3PO_4 и др.). С позиции электронной теории Г. Льюиса **кислоты** — акцепторы электронной пары (H_3O^+ , BF_3 и др.).

число ионов водорода H^+ определяет
основность кислот

Бескислородные (HCl , HBr , H_2S)

анион — «-ид»

HCl — хлороводородная (соляная), Cl^- — хлорид

H_2S — сероводородная, S^{2-} — сульфид

Кислородсодержащие кислоты



Если $n = 0$, то кислота слабая (H_3BO_3 , $HClO$, H_6TeO_6).

Если $n = 1$, то кислота слабая (H_2CO_3) или средней силы (H_3PO_4).

Если $n \geq 2$, то кислота сильная (H_2SO_4 , HNO_3).

Кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) — гидроксиды неметаллов, диссоциирующие по кислотному типу

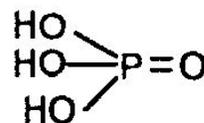
анион $\begin{cases} \text{«ат»} — \text{высокая степень окисления} & SO_4^{2-} — \text{сульфат} \\ \text{«ит»} — \text{низкая степень окисления} & SO_3^{2-} — \text{сульфит} \end{cases}$

H_2SO_4 — серная

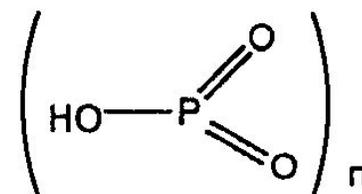
H_2SO_3 — сернистая



Если число оксогрупп OH разное при постоянной степени окисления элемента, то кислоту с максимальным числом OH -групп называют ортокислотой, а с минимальным — метакислотой



ортофосфорная



метафосфорная

Получение

- ① **кислородсодержащие** — взаимодействие соответствующих оксидов (ангидридов) с водой
- $$\begin{cases} \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \\ \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 \end{cases}$$
- ② некоторые **кислородсодержащие** — действие на неметаллы сильных окислителей
- $$\begin{cases} 3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO} \\ 3\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 = 6\text{HIO}_3 + 10\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \end{cases}$$
- ③ бескислородные — взаимодействие простых веществ
- $$\begin{cases} \text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \\ \text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S} \end{cases}$$
- ④ реакции обмена между солью и менее летучей кислотой
- $$\begin{cases} \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl}\uparrow + \text{NaHSO}_4 \\ \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \stackrel{t^\circ}{=} \text{HNO}_3\uparrow + \text{NaHSO}_4 \end{cases}$$

Физические свойства жидкости — H_2SO_4 , HClO_4
твердые — H_3PO_4 , H_2SiO_3
некоторые существуют только в растворах — H_2SO_3 , H_2CO_3

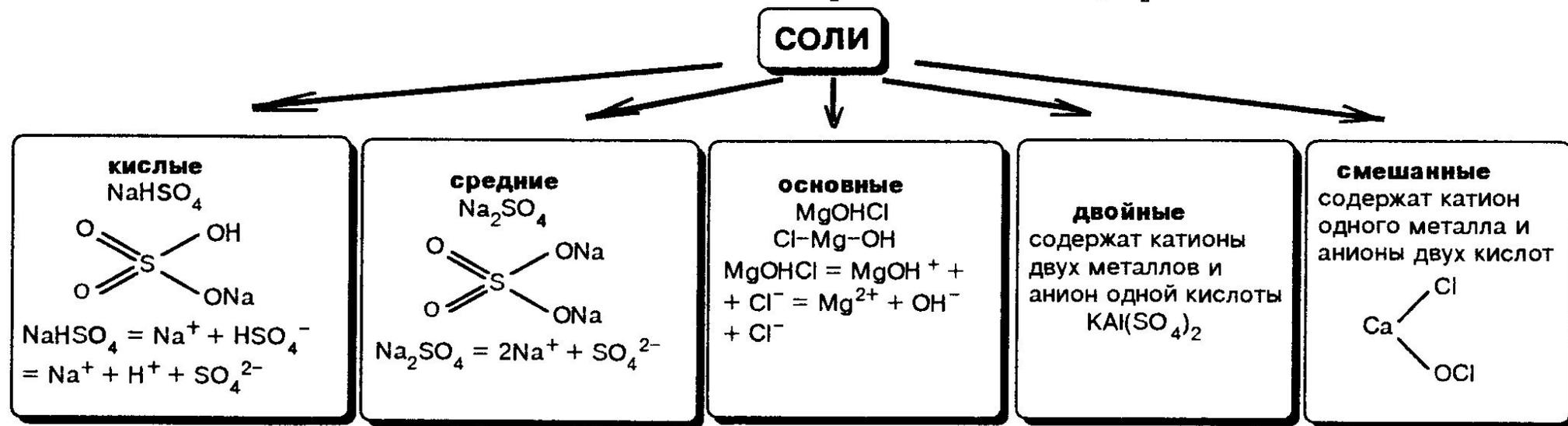
Химические свойства

- ① Растворы кислот имеют $\text{pH} < 7$, окрашивают метилоранж и лакмус в красный цвет
- ② Все кислоты реагируют с основаниями (реакция нейтрализации)
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- ③ С основными оксидами (и амфотерными)
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- ④ Кислоты, анионы которых — неокислители, реагируют с металлами, стоящими в ряду стандартных потенциалов до водорода, с выделением водорода
- $$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$
- ⑤ С солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество
- $$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 &= \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl} \\ 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 &= 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow \end{aligned}$$
- ⑥ При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются
- $$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SiO}_3 &= \text{H}_2\text{O}\uparrow + \text{SiO}_2 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 &= \text{H}_2\text{O}\uparrow + \text{SO}_3\uparrow \end{aligned}$$

СОЛИ

С позиции теории электролитической диссоциации соли — **сильные электролиты**, существующие в водных растворах в виде положительно заряженных ионов металлов и отрицательно заряженных ионов кислотных остатков (иногда в растворах солей имеются также ионы H^+ и OH^-).

Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл ($H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4$) или замещения гидроксо-групп в основании на кислотный остаток ($Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHCl \rightarrow MgCl_2$)



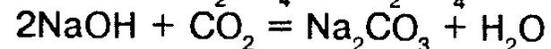
<p>кислые соли: гидро + анион $NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия $Ca(H_2PO_4)_2$ — дигидрофосфат кальция</p>	<p>основные соли: гидроксо + анион $MgOHCl$ — гидроксохлорид магния $Al(OH)_2Cl$ — дигидроксохлорид алюминия</p>	<p style="text-align: center;">Анионы</p> <p>Одноатомные — элемент + «ид» F^- — фторид S^{2-} — сульфид</p> <p>кислородсодержащие высш. ст. окисл. SO_4^{2-} — сульфат низкая SO_3^{2-} — сульфит</p>
---	---	--

Получение

1. С использованием металлов	металлы с неметаллами:	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
	металлы с кислотами:	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
	металлы с солями:	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ вытесняет стоящий левее в электрохимическом ряду левее H, или — кислота — окислитель HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$
2. С использованием оксидов	основные оксиды с кислотами:	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	кислотные оксиды с основаниями:	$\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	кислотные оксиды с основными:	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
	амфотерные оксиды:	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca(AlO}_2)_2$
3. Реакцией нейтрализации		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
4. Из солей	соли с солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
	соли с основаниями	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
	соли с кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

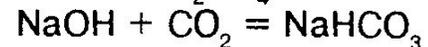
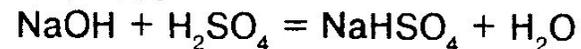
ионные реакции, один из продуктов должен удаляться из зоны реакции

кислые соли получают такими же способами, что и средние, но при других мольных соотношениях реагентов

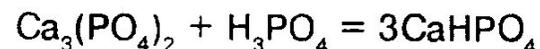


2 : 1 — средняя

Избыток кислоты, взаимодействуя со средней солью, переводит ее в кислую



1 : 1 — кислая



основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей с щелочами: $\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} = \text{ZnOHCl}\downarrow + \text{NaCl}$. Основные соли обычно хуже растворимы в воде, чем средние

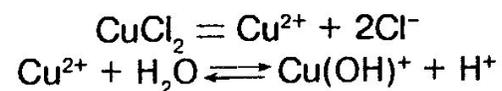
Физические свойства твердые кристаллические вещества. Многие соли имеют высокие температуры пл. и кип. По растворимости в воде делятся на хорошо (NaCl , KCl), мало (PbCl_2 , CaSO_4) и практически нерастворимые (BaSO_4 , PbSO_4 , PbS , CaCO_3). Сильные электролиты.

Химические свойства 1. Разлагаются при прокаливании (см. получение оксидов). 2. Взаимодействуют с **металлами**, **другими солями**, **щелочами**, **кислотами** (см. выше).

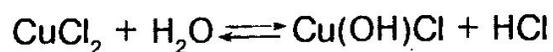
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей — взаимодействие солей с водой, приводящее к присоединению протона H^+ молекулы воды к аниону кислотного остатка и (или) групп OH^- молекулы воды к катиону металла. Гидролизу подвергаются соли, образованные катионами, соответствующими слабым основаниям, и анионами, соответствующими слабым кислотам. Обычно гидролиз обратим и протекает на 15–20% (т.е. в гидролизе участвуют 15–20% соответствующих катионов или анионов).

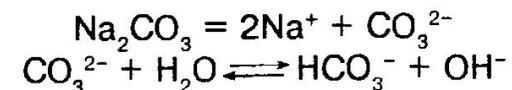
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



Образуется слабодиссоциирующий катион $Cu(OH)^+$. Среда в растворе кислая



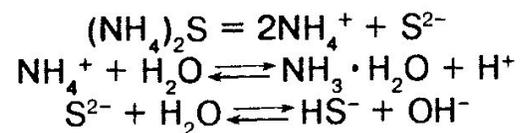
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



Образуется слабодиссоциирующий анион HCO_3^- . Среда в растворе щелочная



Соль образована слабой кислотой и слабым основанием

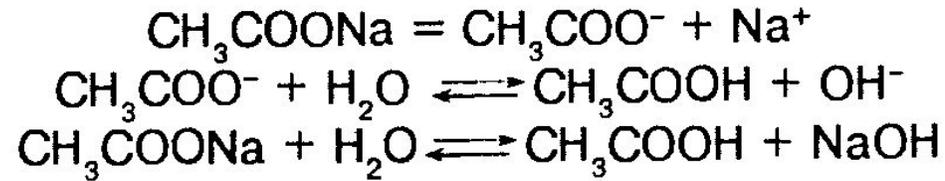


Образуется слабодиссоциированный анион HS^- и растворенный в воде аммиак. Среда близка к нейтральной.



Данная реакция гидролиза необратима, т.к. образуется осадок гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ и выделяется сероводород H_2S

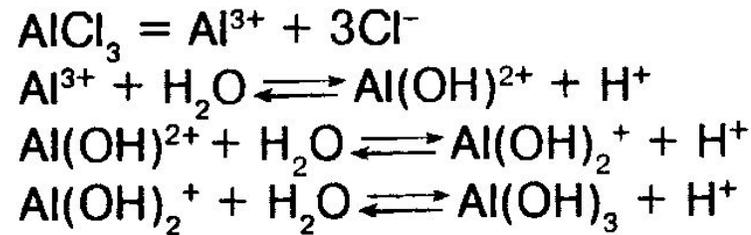
Гидролизу подвергаются соли как неорганических, так и органических кислот:



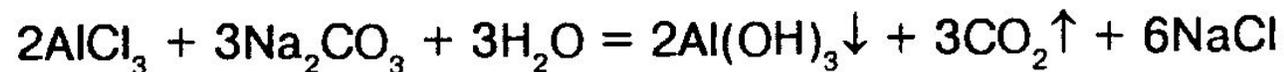
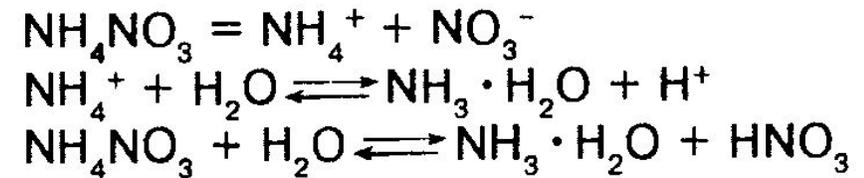
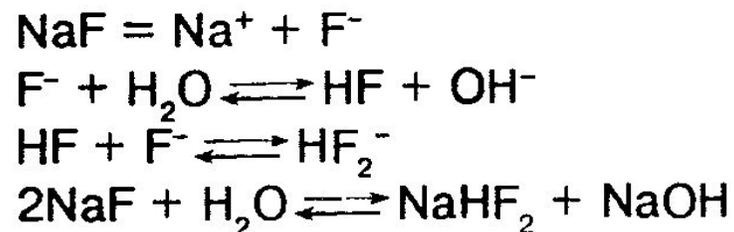
5

Гидролиз усиливается

- а) при нагревании раствора (т.к. гидролиз — обычно эндотермический процесс)
- б) при разбавлении раствора водой:



Специальные случаи гидролиза



СИЛЬНЫЕ

КИСЛОТЫ				ОСНОВАНИЯ	
H ₂ SO ₄	HCl	HClO ₄	HMnO ₄	LiOH	Ca(OH) ₂
HNO ₃	HBr	HClO ₃		NaOH	Sr(OH) ₂
	HI			KOH	Ba(OH) ₂
				RbOH	
				CsOH	

СЛАБЫЕ

H ₂ SO ₃	HF	H ₂ CO ₃	HClO	Нерастворимые гидроксиды (все): Cu(OH) ₂ Mg(OH) ₂ Al(OH) ₃ Fe(OH) ₂ Be(OH) ₂ Fe(OH) ₃ NH ₄ OH	
HNO ₂	H ₂ S	H ₂ SiO ₃	HClO ₂		
H ₃ PO ₄		HCOOH			
		CH ₃ COOH			
		C ₂ H ₅ COOH			

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, СОЛЕЙ В ВОДЕ И ЦВЕТ ОСАДКА

ИОНЫ		ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ПО КАТИОНУ																					
		КАТИОНЫ ГИДРОКСИДОВ (ОСНОВАНИЙ)															СЛАБО амфе- терных						
		СИЛЬНЫХ					СЛАБЫХ					АМФОТЕРНЫХ											
		H ⁺	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Be ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻	гидроксид		р	р	р	р	М	р↑	Бл	Бл	З	Бл	-	-	Бл	Сз	Бл	Бл	Бл	Бл	Бр	С	
NO ₃ ⁻	нитрат	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Гл	р	р
SO ₄ ²⁻	сульфат	р	р	р	р	Бл	М	р	р	р	р	р	М	НГ	р	р	р	р	Бл	р	р	р	
I ⁻	йодид	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Ж	К	р	М	р	р	Ж	Ож	-	-	
Br ⁻	бромид	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Бж	М	р	р	р	р	Бж	Гл	р	р	
Cl ⁻	хлорид	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Бл	р	р	р	р	р	Бл	р	р	р	
SO ₃ ²⁻	сульфит	р↑	р	р	р	Бл	Бл	р	М	Сз	З	Бл	Бл	-	Гл	Гл	Гл	Бл	Бл	-	-	НГ	
PO ₄ ³⁻	ортофосфат	р	р	р	Бл	Бл	Бл	р	Бл	Бл	З	Бл	Ж	Бл	Бл	З	Бл	Бл	Бл	Бл	Бж	Гл	
CH ₃ COO ⁻	ацетат	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	М	р	Гл	р	НГ	р	р	Гл	-	р	
CO ₃ ²⁻	карбонат	р↑	р	р	М	Бл	Бл	р	Бл	Бл	НГ	Бл	Бж	НГ	Гл	Гл	НГ	НГ	НГ	Гл	Гл	НГ	
S ²⁻	сульфид	р↑	р	р	р	р	р	р	М	Ч	Ч	Т	Ч	Ч	Гл	Гл	Гл	Бл	Ч	Бр	-	Ч	
SiO ₃ ²⁻	метасиликат	Бл	р	р	Бл	Бл	Бл	-	Бл	Ср	Гл	Т	-	-	Гл	Гл	Гл	Рз	Бл	Гл	Гл	НГ	

ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

индикатор	среда		
	кислотная	нейтральная	щелочная
лакмус	красный	фиолетовый	синий
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
метилоранж	красный	оранжевый	желтый

р – растворимые; р↑ – летучие или распадаются с выделением газа; М – малорастворимые; НГ – осадок основной соли вследствие гидролиза; Гл – соль разлагается водой; черточка (-) – вещество не существует. Цвета осадков: Бл – белый, Бж – бледно-желтый, Бр – бурый, Гл – голубой, Ж – желтый, З – зеленый, К – красный, Ож – оранжево-красный, Рз – розовый, С – синий, Сз – серовато-зеленый, Ср – серый, Т – телесный, Ч – черный.

H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	HF	HNO ₂	CH ₃ COOH	H ₂ CO ₃	H ₂ S	H ₂ BO ₃	HCN	H ₂ SiO ₃	
→ сила кислот ослабевает, гидролиз солей по аниону усиливается →										
Ni ²⁺	Mn ²⁺	NH ₄ ⁺	Co ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Pb ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺
→ гидролиз солей по катиону усиливается →										

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Газ	Газ	Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)
	Жидкость	Туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе), аэрозоли
	Твердое вещество	Пыли в воздухе, думы, смог, самумы (пыльные и песчаные бури), аэрозоли
Жидкость	Газ	Шипучие напитки, пены
	Жидкость	Эмульсии. Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, карิโอплазма)
	Твердое вещество	Золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи). Речной и морской ил, взвешенные в воде; строительные растворы
Твердое вещество	Газ	Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки
	Жидкость	Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)
	Твердое вещество	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

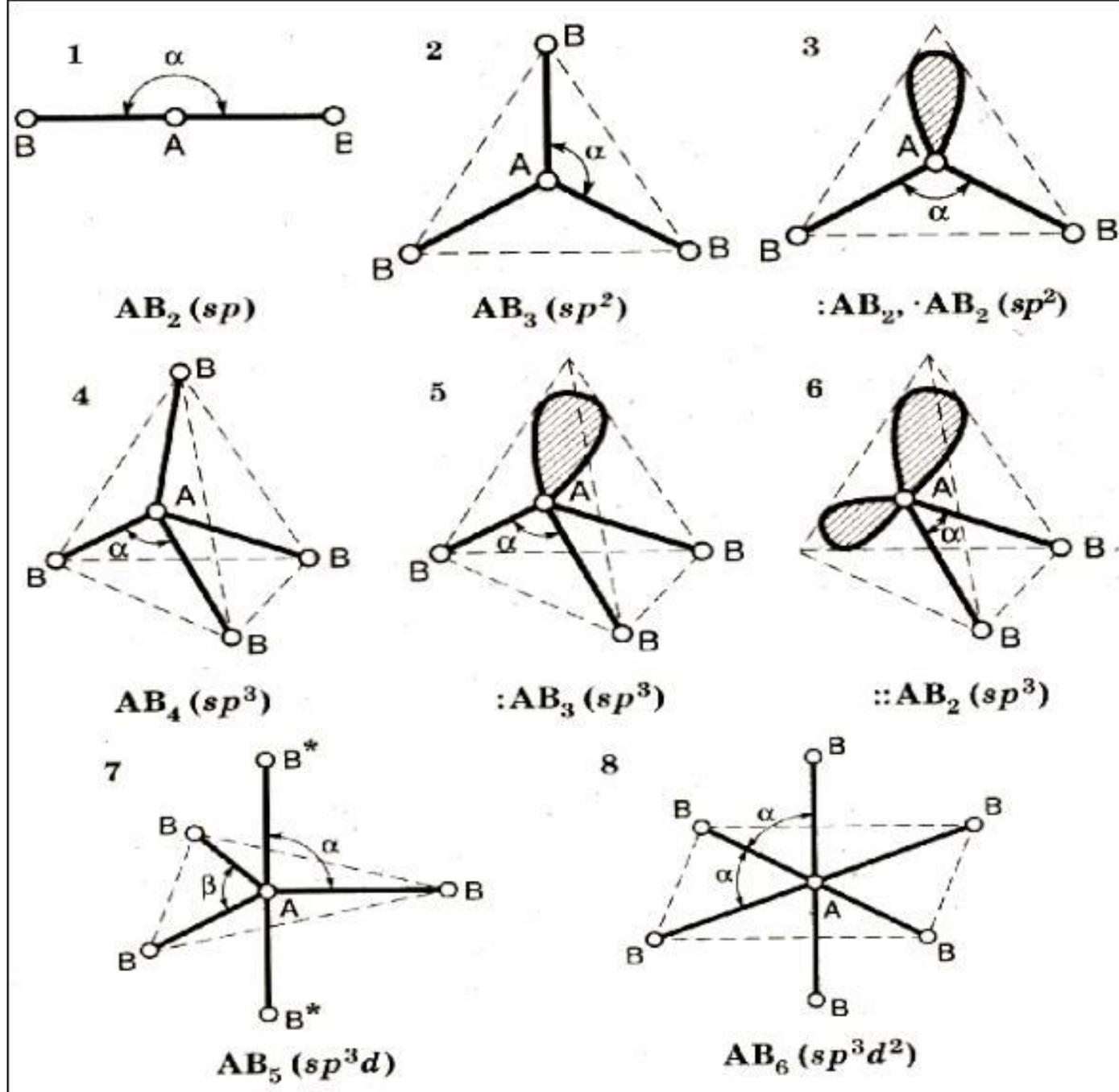
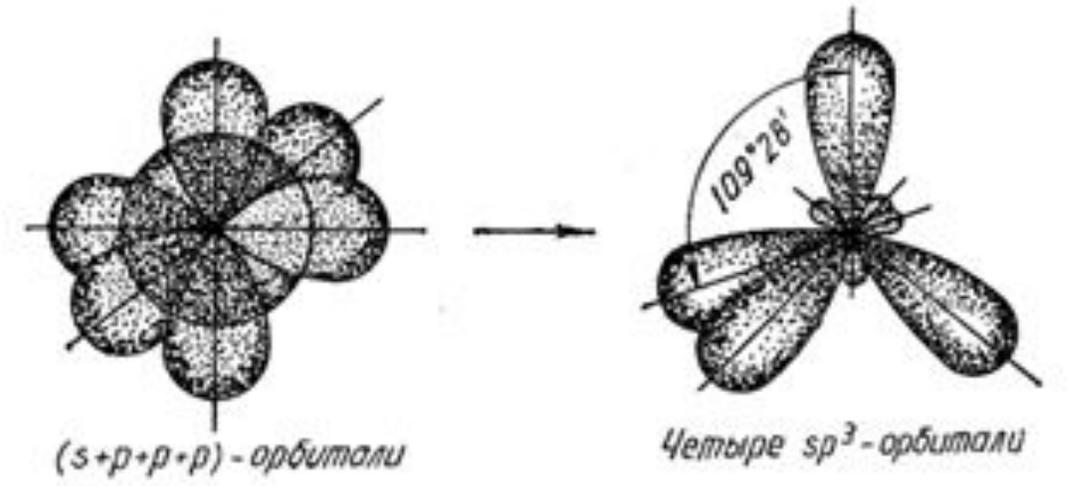
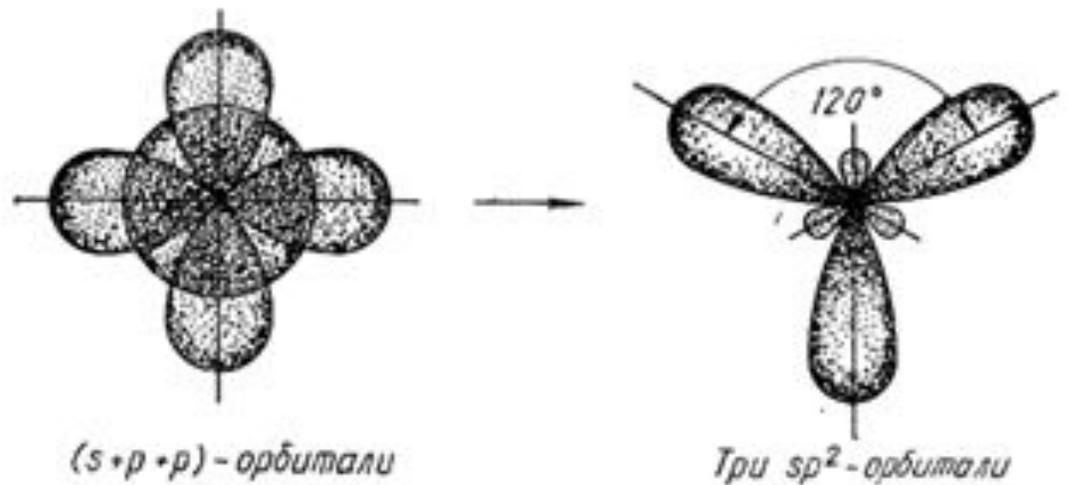
Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
Li^+	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr^{2+}	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba^{2+}	Пламя SO_4^{2-}	Желто-зеленое окрашивание Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Cu^{2+}	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
Pb^{2+}	S^{2-}	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$
Ag^+	Cl^-	Выпадение белого осадка; не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$

Fe^{2+}	гексациано- феррат (III) калия (красная кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$
Fe^{3+}	1) гексациано- феррат (II) калия (желтая кровяная соль) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) роданид-ион SCN^-	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ Появление ярко-красного окрашивания за счет образования комплексных ионов $\text{Fe}(\text{NSC})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{NSC})_2^+$ и др.
Al^{3+}	щелочь (амфотерные свойства гид- роксида)	Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании
NH_4^+	щелочь, нагрев	Запах аммиака: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
H^+ (кислая среда)	Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый	красное окрашивание красное окрашивание

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$
NO_3^-	1) добавить конц. H_2SO_4 и Cu , нагреть 2) смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозо-железа (II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO_4^{3-}	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$
CrO_4^{2-}	ионы Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$
S^{2-}	ионы Pb^{2+}	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$
CO_3^{2-}	ионы Ca^{2+}	выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$

CO ₂	известковая вода Ca(OH) ₂	Ca(OH) ₂ + CO ₂ → CaCO ₃ ↓ + H ₂ O, CaCO ₃ + CO ₂ + H ₂ O → Ca(HCO ₃) ₂ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO ₂
SO ₃ ²⁻	ионы H ⁺	Появление характерного запаха SO ₂ : 2H ⁺ + SO ₃ ²⁻ = H ₂ O + SO ₂ ↑
F ⁻	ионы Ca ²⁺	Выпадение белого осадка: Ca ²⁺ + 2F ⁻ = CaF ₂ ↓
Cl ⁻	ионы Ag ⁺	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в конц. NH ₃ · H ₂ O: Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl↓ AgCl + 2(NH ₃ · H ₂ O) → [Ag(NH ₃) ₂] ⁺ + Cl ⁻ + 2H ₂ O
Br ⁻	ионы Ag ⁺	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO ₃ : Ag ⁺ + Br ⁻ = AgBr↓ осадок темнеет на свету
I ⁻	ионы Ag ⁺	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO ₃ и NH ₃ конц.: Ag ⁺ + I ⁻ = AgI↓ осадок темнеет на свету
OH ⁻ (щелочная среда)	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синее окрашивание малиновое окрашивание



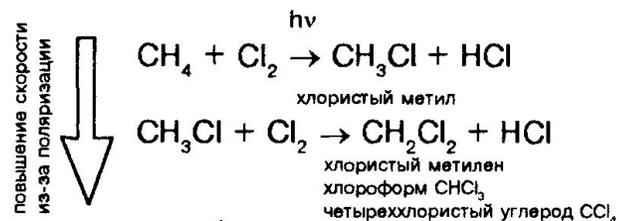
Химические свойства: связи C-C и C-H прочные, характеризуются низкой поляризуемостью, поэтому **свободнорадикальный механизм** реакций: $\text{CH}_3\text{:H} \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{H}\cdot$

C-H-связь ↙

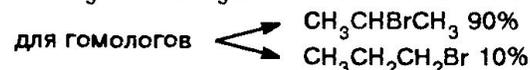
↓ окисление

↘ C-C-связь

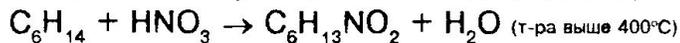
Реакции свободнорадикального замещения (свет, нагрев):



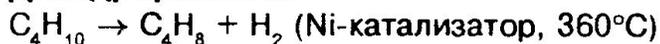
Механизм: $\text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot$
 $\text{CH}_4 + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{HCl}$
 $\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}\cdot$ и т.д. до обрыва:
 $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$ или $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{Cl}_2$



третичный > вторичный > первичный
Нитрование (реакция М.Н. Коновалова):

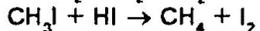
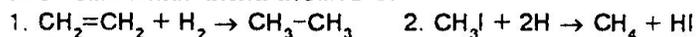


Дегидрирование:

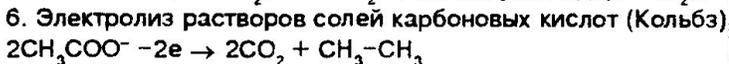
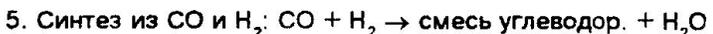
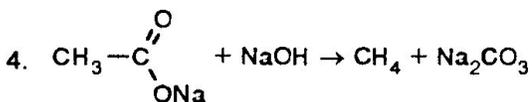
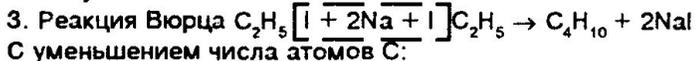


Получение (природный газ, нефть):

Без изменения числа атомов C:



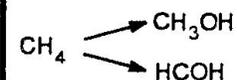
или с увеличением числа атомов C:



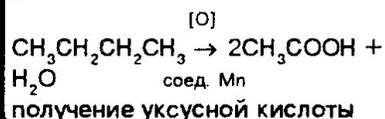
1. Горение $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

смеси с воздухом
взрывоопасны

2. Каталитическое окисление (промышленность)

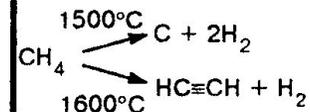


Гомологи — с разрывом C-C связи:



Крекинг

От англ. to crack — расщеплять — нагревание нефти и нефтепродуктов без доступа воздуха, приводящее к разрыву связей C-C и образованию продуктов с меньшей молекулярной массой.



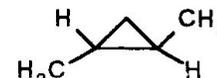
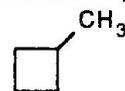
$\text{C}_4\text{H}_{10} \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_2\text{H}_6 + \text{C}_2\text{H}_4$
 смесь продуктов — разветвленные, непредельные.

Циклопарафины: углеводороды, в которых атомы



C образуют цепь (цикл), связи насыщены атомами H

Названия: Цикло + алкан



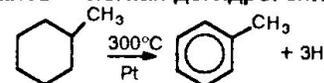
метилциклобутан транс-1,2-диметилциклопропан

Изомерия: углеводородного скелета + пространственная

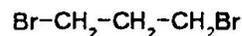
Химические свойства: подобны парафинам. Характерно свободнорадикальное замещение.

Следует отметить:

1. Для циклогексанов — легкая дегидрогенизация



2. Легкое разрушение 3-4-членных циклов: $\triangle + \text{Br}_2 \rightarrow$

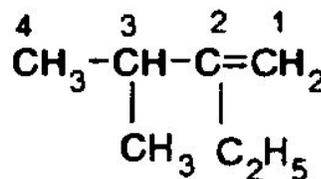


НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ, ОЛЕФИНЫ)

$C_n H_{2n}$
 углеводороды, содержащие двойные (C=C) связи

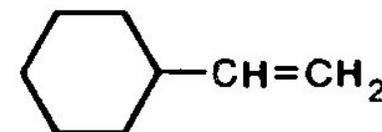
Номенклатура: *систематическая* (ИЮПАК)

от названия соответствующих насыщенных углеводородов **ан** → **ен** ($N^\circ_{(min)}$)



3-метил-2-этилбутен-1

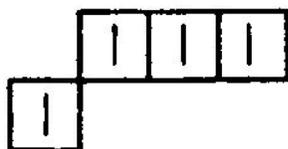
Иногда в названиях группу $CH_2=CH-$ называют **винил**



винилциклогексан

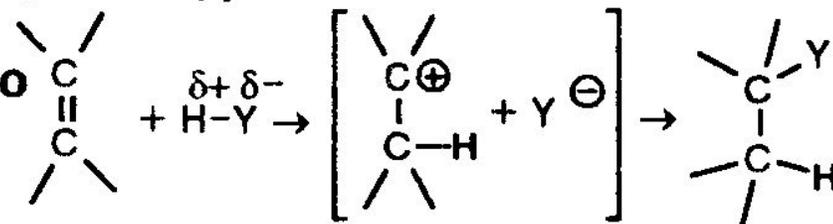
Изомерия: углеродного скелета, положения C=C связи, пространственная изомерия (цис-транс)

Строение:

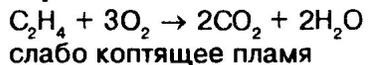
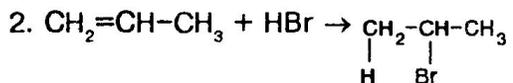


sp^2 -гибридизация, $\angle 120^\circ$. 2p-электрона соседних атомов C образуют π -связь вне линии σ связи C—C. Поэтому нет вращения вокруг связи C=C.

легкость **электрофильного присоединения**



π -связь более реакционноспособна, чем σ -связь

Горение:**Реакции присоединения по связи C=C**

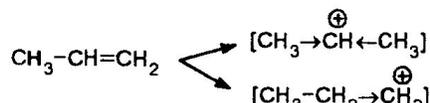
Правило Марковникова: атом H из HHal присоединяется к атому C с наибольшим числом атомов H

Причины:

① сдвиг электронов в несимметричной молекуле к C=C-связи, т.к. электроотрицательность $\text{C}_{\text{sp}} > \text{C}_{\text{sp}^2} > \text{C}_{\text{sp}^3}$

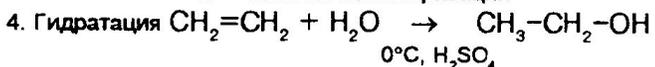
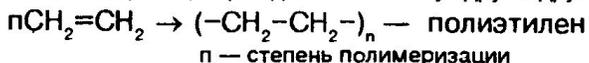


② большая устойчивость промежуточного карбокатиона

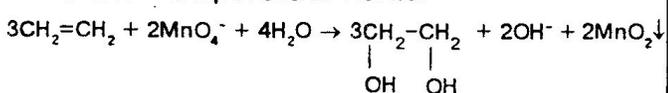


первичный < вторичный < третичный

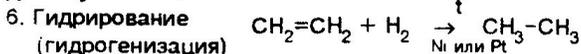
3. Полимеризация (соединение молекул друг с другом):



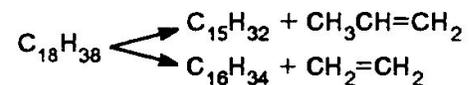
5. Окисление протекает легко:



обесцвечивание p-ра — качественная реакция на двойную связь

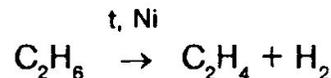
**Получение:**

① при крекинге нефтепродуктов:

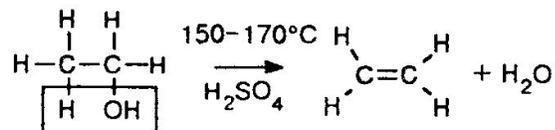


② этилен содержится в газе, выделяющемся при коксовании каменного угля

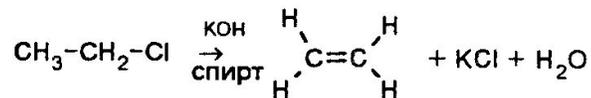
③ дегидрогенирование предельных углеводородов:



④ из спиртов — дегидратация:

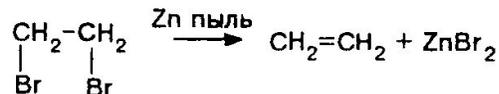


⑤ из моногалогенных производных:



Отщепление H происходит прежде всего от наименее гидрогенизированного атома C (**правило Зайцева**). М.б. использовано для перемещения C=C связи по цепи.

⑥ из дигалогенпроизводных:

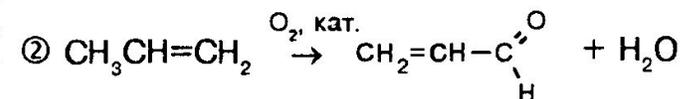
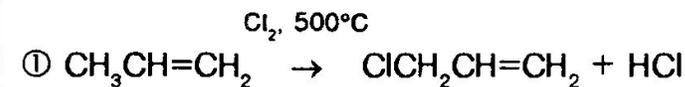
**Реакции соседней с C=C связью группы**

Активация C=C связью соседнего радикала.

Энергия связи C-H в пределах $\approx 380-420$

кДж/моль, а у соседней с C=C ≈ 320 кДж/моль

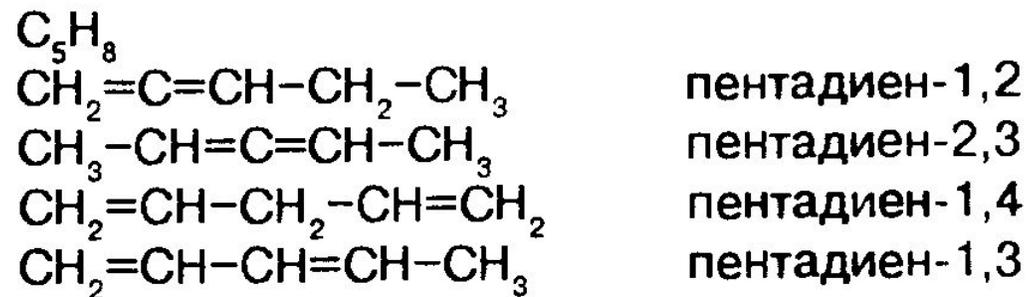
Возможно:



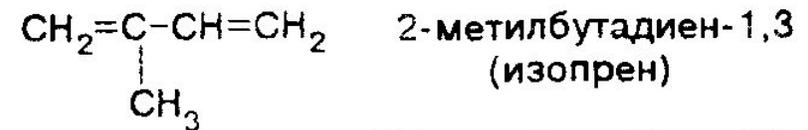
ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ $C_n H_{2n-2}$

непредельные углеводороды, содержащие 2 двойные связи $C=C$

Изомерия: углеродного скелета, пространственная (цис-, транс-), положения $C=C$

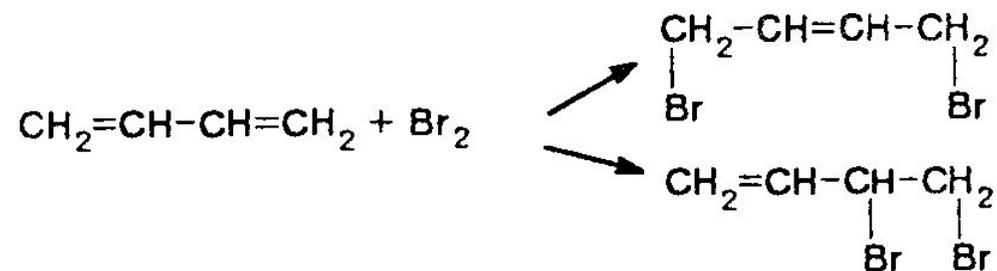


Номенклатура: такая же, как у алкенов, но **ен** → **диен**



Наибольшее практическое значение имеют 1,3-диены с **сопряженными** $C=C$ связями (группами $C=C-C=C$)

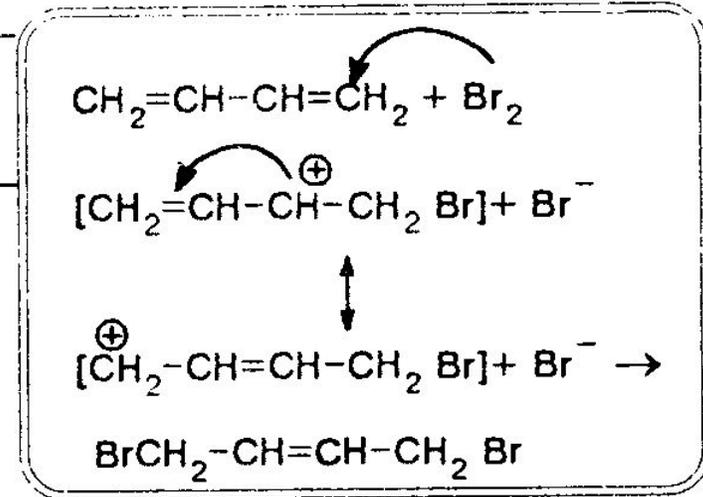
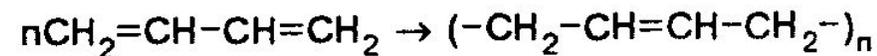
Химические свойства: из-за взаимного влияния $C=C$ связей вся ненасыщенная система в реакциях присоединения реагирует как одно целое



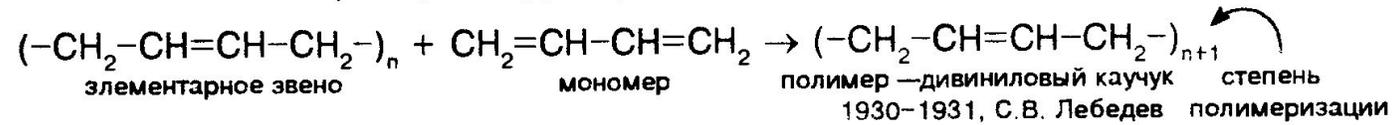
продукт 1,4-присоединения — основной продукт

продукт 1,2-присоединения — побочный продукт

аналогично — реакция полимеризации:

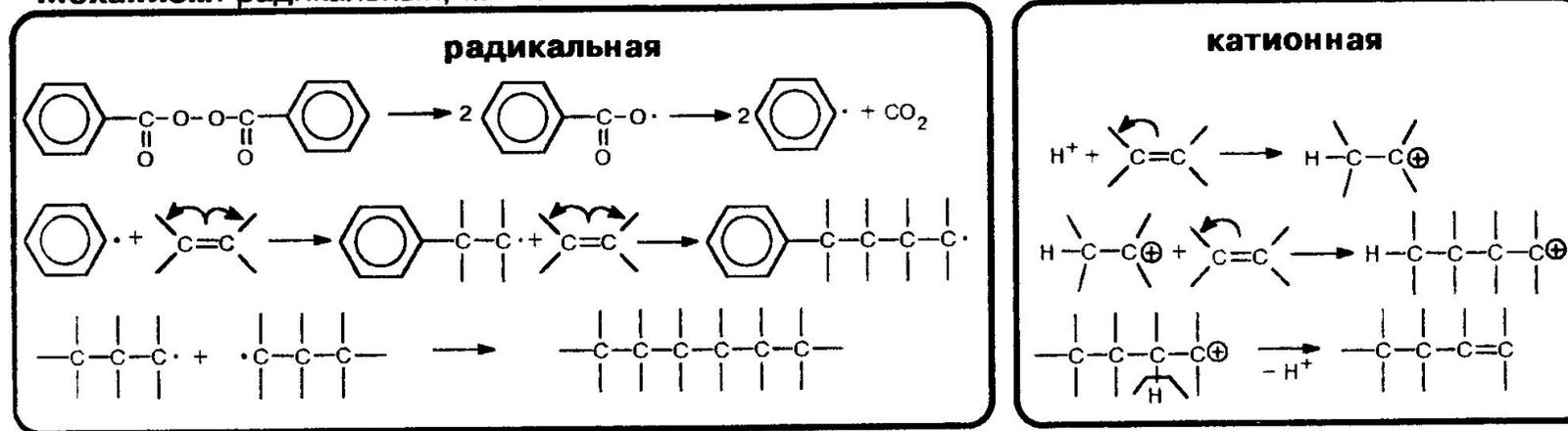


ПОЛИМЕРЫ: Высокомолекулярные соединения, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок (мономерных звеньев)

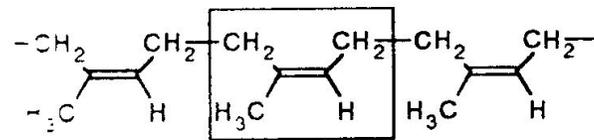


Полимеризация: Процесс синтеза полимера путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи.

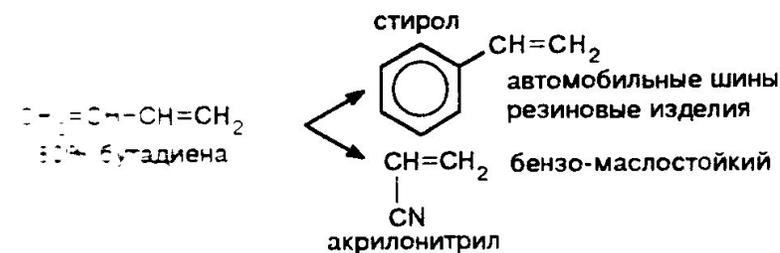
Механизм: радикальный, катионный и анионный



природный каучук — изопреновые

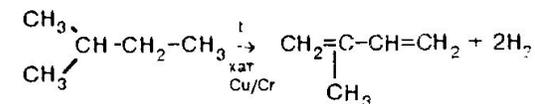
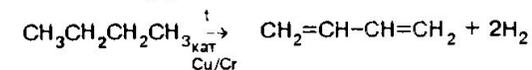
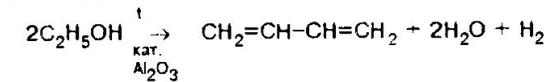


промышленные каучуки (сополимеры)



резины — образуются при сшивании макромолекул за счет оставшихся C=C связей S-S мостиками («вулканизация»)

стереорегулярный — звенья только цис-строения, что обуславливает хорошие механические свойства. Для искусственного получения — специальные катализаторы (К.Циглер, Д. Натта)

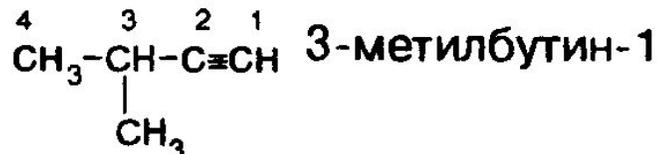


АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ) $C_n H_{2n-2}$

непредельные углеводороды, содержащие тройную связь $C\equiv C$

Номенклатура:
аналогична олефинам

Систематическая (ИЮПАК)
замена ЕН → ИН

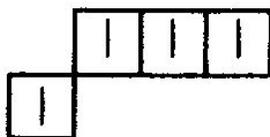


Иногда используют рациональную на основе ацетилена



Изомерия: углеводородного скелета + положение связи $C\equiv C$,
пространственной нет.

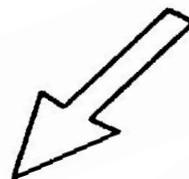
Строение:



Для атома С в алкинах характерна sp -гибридизация, $\angle 180^\circ$. Группа $-\text{C}\equiv\text{C}-$ имеет линейное строение.

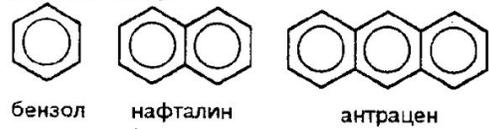
Длина связи $\text{C}\equiv\text{C}$ 1,20 Å, что короче, чем связь $\text{C}-\text{C}$ (1,54Å) или $\text{C}=\text{C}$ (1,33 Å). π -Связи образуют компактное облако, поэтому в некоторых реакциях присоединения $\text{C}\equiv\text{C}$ связь мало реакционноспособна.

Горение: ацетилен C_2H_2 горит коптящим пламенем (много углерода). При вдувании O_2 — ослепительно белое пламя (до 2500°C). Смесь C_2H_2 и O_2 взрывоопасна.



АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

органические соединения, в состав которых входит одно или несколько бензольных ядер



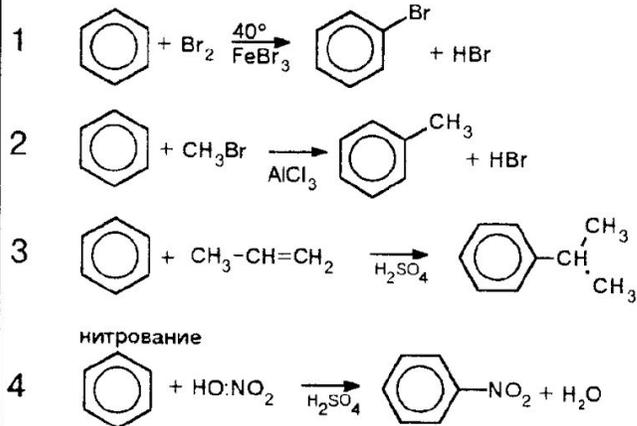
бензольные кольца сконденсированы

Строение: sp^2 -гибридизация, каждый атом С образует 3 σ -связи, $\angle 120^\circ$, плоская молекула. 6 π -электронов образуют единую π -электронную систему. Длина связи $C-C$ 1.39Å. В результате при образовании молекулы C_6H_6 выделяется теплоты на 150 кДж/моль больше, чем ее выделилось бы при наличии в C_6H_6 трех $C=C$ связей. Ароматическая система характеризуется высокой устойчивостью.

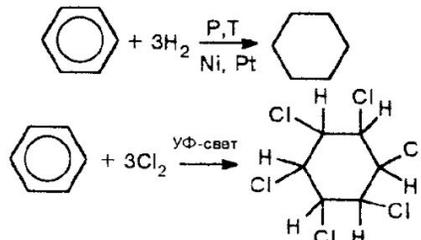
Горение: бензол и его аналоги (толуол и др.) горят сильно коптящим пламенем

Реакции замещения

происходят в присутствии катализаторов ($AlCl_3$, $FeBr_3$), которые вызывают поляризацию молекул:



Реакции присоединения

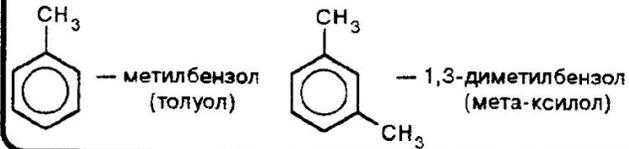


Протекают в жестких условиях, т.к. происходит разрушение устойчивой ароматической системы

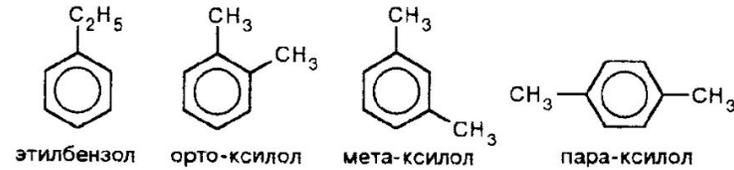
Получение:



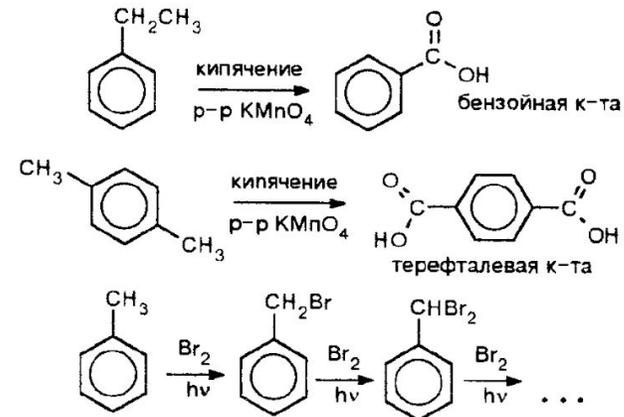
Номенклатура: название заместителя + бензол



Изомерия: заместителей и их положения



Реакции заместителей, связанных с кольцом



Влияние имеющихся в молекуле группировок



СПИРТЫ

предельные соединения, содержащие одну или несколько функциональных гидроксигрупп OH

Для предельных одноатомных спиртов общая формула $C_nH_{2n+1}OH$

Физические свойства: спирты с числом атомов C < 15 — жидкости, далее — твердые вещества. В спиртах наблюдается значительная ассоциация молекул за счет образования водородных связей

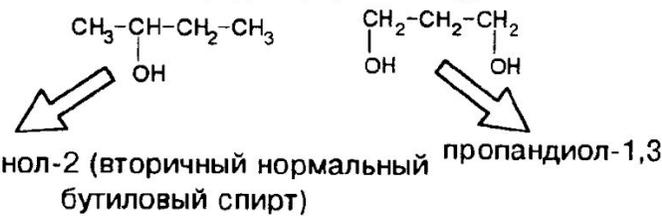
Горение — светлым пламенем

Химические свойства определяются наличием OH-группы

Некоторые спирты имеют исторические названия: C_2H_5OH — винный, $C_3H_5(OH)_3$ — глицерин

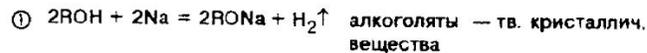
Номенклатура

систематическая (номенклатура ИЮПАК) название углеводорода + ол (с указанием № атома C), диол, триол и т.д.



Реакции с участием водородного атома группы OH

Т.к. O-H связь поляризована — некоторая кислотность

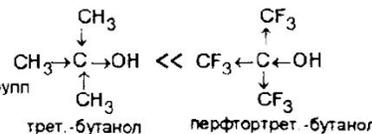


гидролиз

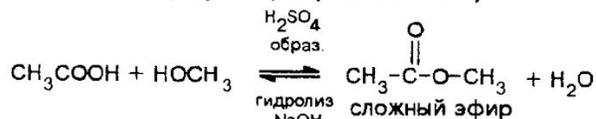


т.к. H_2O — более сильная кислота, чем спирт
алкоголяты нельзя получить действием раствора щелочи на спирт

Кислотность: увеличивается с увеличением поляризации OH-групп

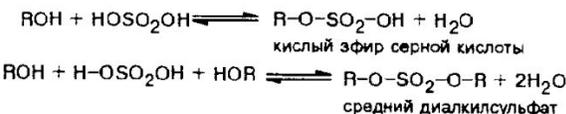


реакция этерификации (с кислотами)

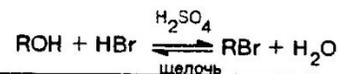


отличие от реакции нейтрализации

неорганические кислоты



Отщепление OH-группы



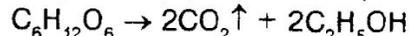
отдельные члены гомологического ряда

Метанол CH_3OH — особенность — дегидратация с образованием диметилового эфира $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$

Получение в промышленности: $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_3\text{OH}$

Этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — растворитель, сырье для бутадиена

Получение: ферментативное брожение сахаристых в-в:

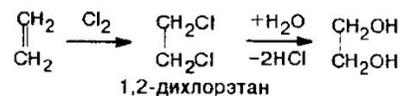


гидратация этилена: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

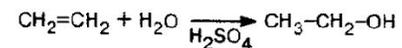
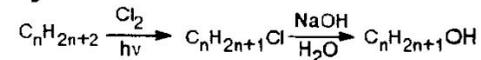
Этиленгликоль, глицерин — многоатомные спирты. Взаимное влияние OH-групп. Как следствие, увеличение подвижности атомов H — растворяют свежеосажд. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с получением синего раствора глицерата меди.

Аналогично с этиленгликолем

Получение: из галогенпроизводных

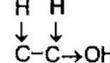


Получение:

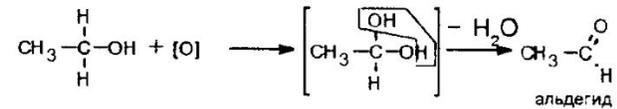


Реакции с участием OH-группы и H-атома — соседнего или ближайшего

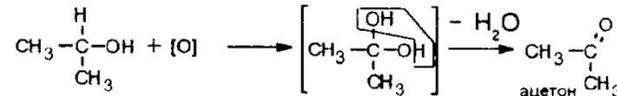
влияние -OH группы: повышение подвижности и реакционной способности H



① окисление спиртов (отщепление 2-х H и окисл. их в H_2O , увелич. % O) KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$, кат. Cu, Pt



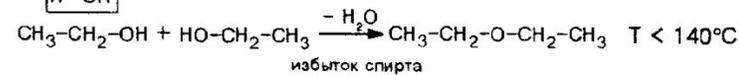
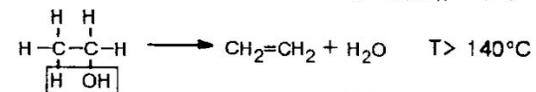
первичный → альдегид



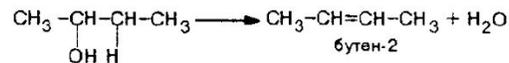
вторичный → кетон

третичный — окисляются с трудом — разрыв связи C-C

② дегидратация — нагрев + H_2SO_4 (конц.), Al_2O_3



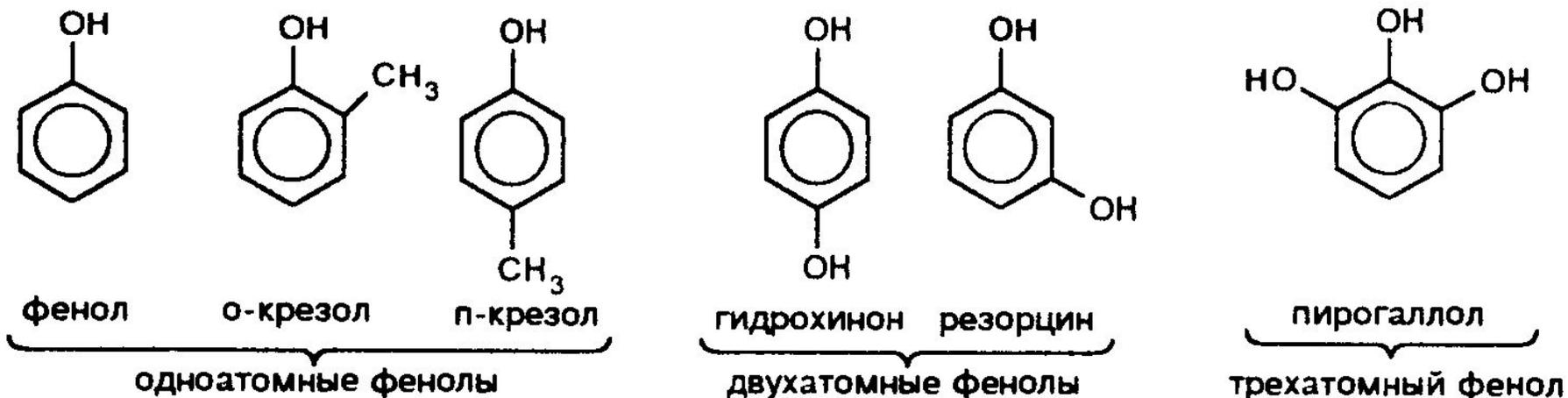
вторичные — отщепление H от атома с min H (правило Зайцева), но простые эфиры также образуются



третичные — в основном непредельные углеводороды, т.к. образование эфира затруднено стерическими причинами

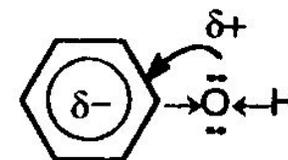
ФЕНОЛЫ

Производные ароматических углеводородов, у которых функциональная группа OH присоединена непосредственно к углеродному атому бензольного кольца

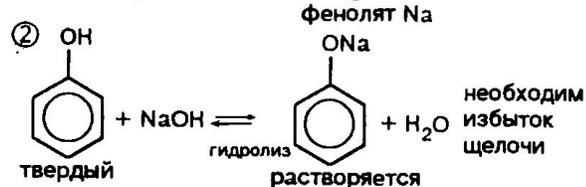
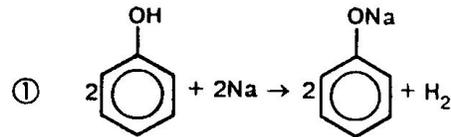


Физические свойства: простейший представитель — фенол. Бесцветное кристаллическое вещество ($T_{пл} = 42^\circ\text{C}$) с характерным запахом (карболовая кислота). Темнеет, окисляясь на воздухе. При комнатной температуре — малорастворим в H_2O . При 60°C — растворим в любых соотношениях. **Ядовит.**

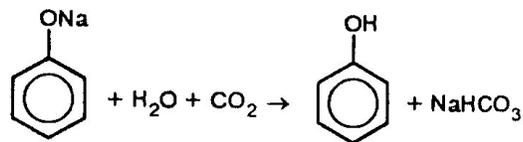
Строение: OH-группа связана с ароматическим радикалом (фенилом). π -Электроны бензольного ядра вовлекают неподеленные электроны атома кислорода OH-группы в свою систему



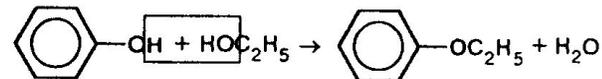
Возрастает полярность связи OH и подвижность атома H (т.е. кислотность)
 Фенол — более слабая кислота, чем H_2CO_3 или H_2S (не окрашивает лакмус в красный цвет), но более сильная, чем одноатомные спирты



Феноляты разлагаются слабыми кислотами:

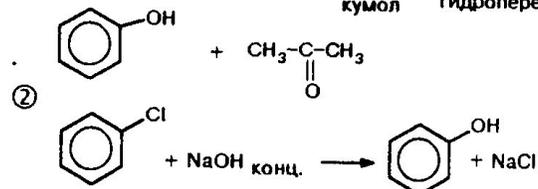
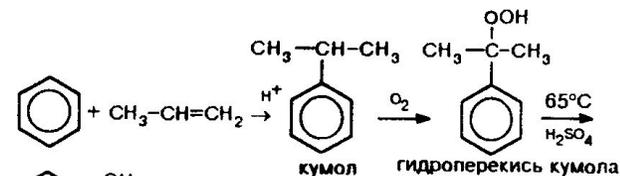


③ образуют простые и сложные эфиры

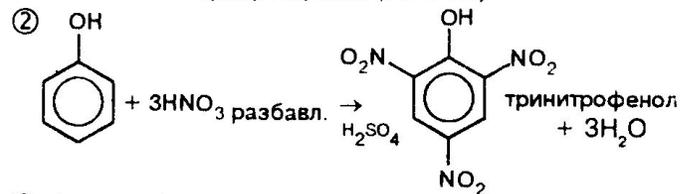
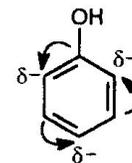
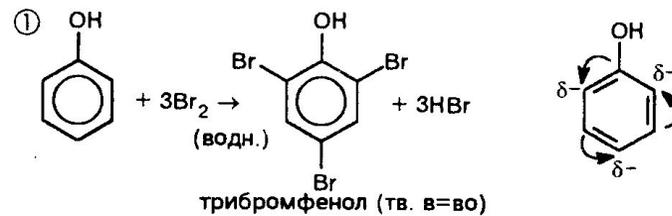


Получение:

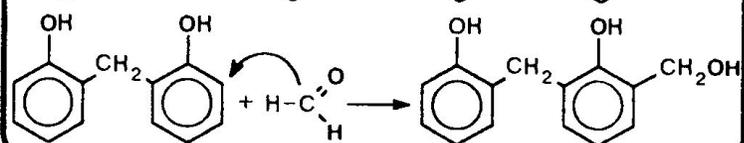
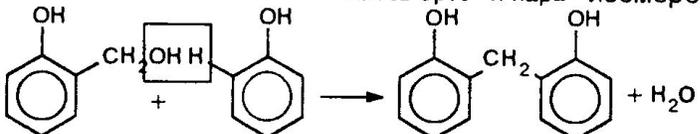
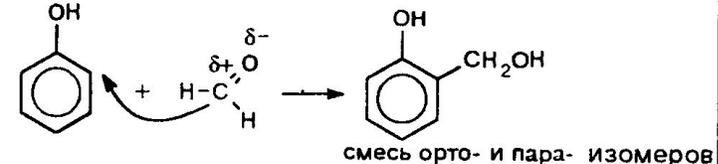
① кумольный способ (наряду с ацетоном)



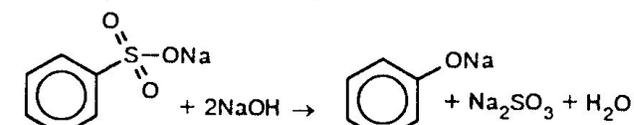
т.к. возрастает электронная плотность в кольце — облегчается атака кольца частицами, испытывающими недостаток электронной плотности — электрофилами — реакции электрофильного замещения:



③ фенол + формальдегид (поликонденсация)



③ «щелочное плавление»



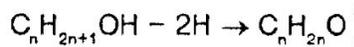
Na-соль бензолсульфо-
 фокислоты

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ



органические соединения, имеющие в своем составе карбонильную функцию

альдегид в переводе на русский — спирт, лишенный водорода



альдегиды
кетоны

ональную группу $\text{C}=\text{O}$ (карбонил)

изомерные соединения, также возможна изомерия углеводородного радикала

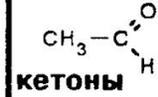
Номенклатура: исторически сложившиеся названия

систематическая номенклатура ИЮПАК

альдегиды

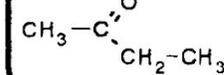
от соотв. кислот

углеводород + «аль»



уксусный альдегид
названия радикалов + кетон

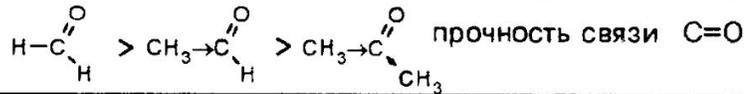
этаналь
углеводород + «он»



метилэтилкетон

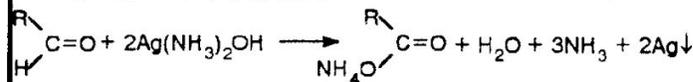
бутанон-2

Строение: характерные химические свойства определяются наличием поляризованной двойной связи $\overset{\delta+}{C}=\overset{\delta-}{O}$. Для альдегидов характерны реакции присоединения к группе $C=O$ молекул воды, спиртов и др.

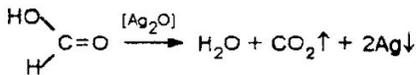


Окисление

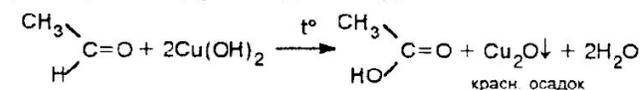
для альдегидов характерна реакция «серебряного зеркала»:



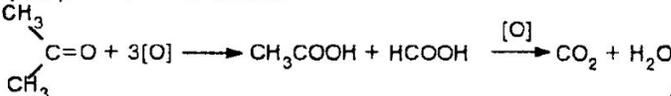
муравьиный альдегид окисляется до CO_2 :



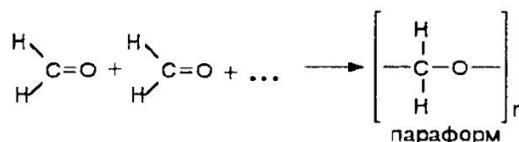
реакция с гидроксидом меди:



кетоны окисляются только сильными окислителями ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$), причем происходит разрыв $C-C$ связей:

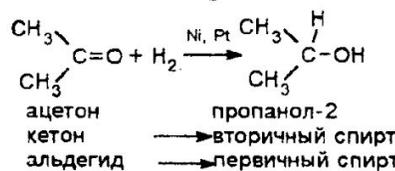


3. Полимеризация (только альдегиды):

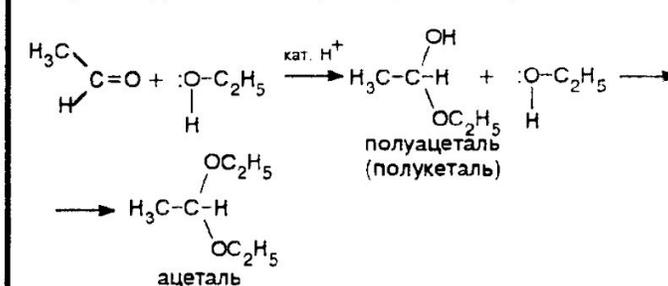


Присоединение по $C=O$

1. Восстановление H_2

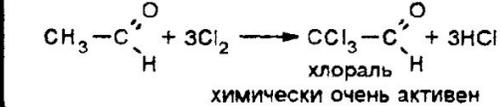


2. Присоединение спиртов (H^+ - кат.)



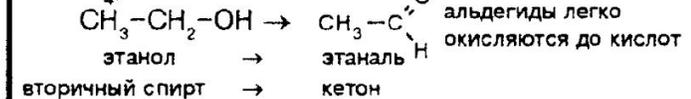
4. Поликонденсация (с фенолом) — образуется фенолформальдегидная смола

Реакции с участием α -H-атома

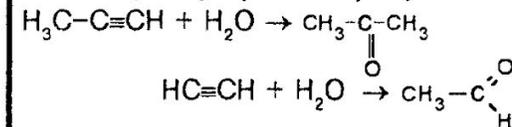


Получение:

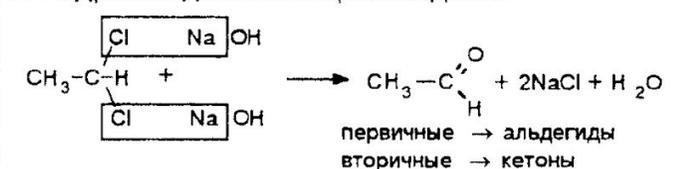
1. Окисление спиртов (O_2 над Cu , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$):



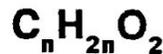
2. Реакция Кучерова в присутствии солей Hg^{2+} :



3. Гидролиз дигалогенпроизводных:



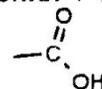
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ



предельные одно-
основные кислоты

органические соединения, содержащие одну или
несколько карбоксильных групп: карбонил + гидроксил

основность = число карбоксильных групп -COOH



Номенклатура исторические
тривиальные
названия

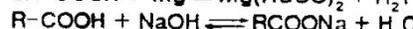
CH₃CH₂COOH пропионовая

CH₃CH₂CH₂COOH масляная

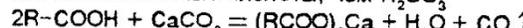
систематическая
ИЮПАК
углеводород + к-та
пропановая
бутановая

Превращения карбоксильной группы

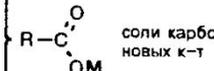
1. как кислоты



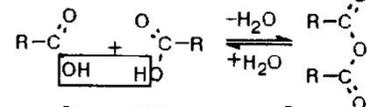
т.к. более сильные кислоты, чем H₂CO₃



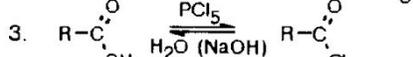
функциональные
производные



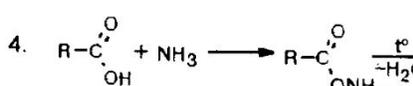
2.



ангидрид



хлор-ангидриды



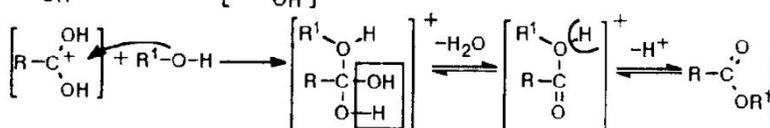
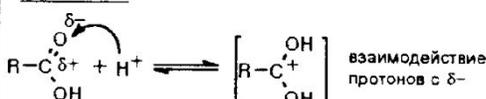
амид

5. этерификация (катализируется кислотами)



сложный эфир

механизм



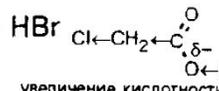
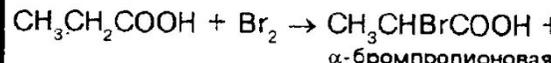
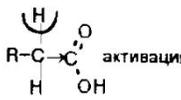
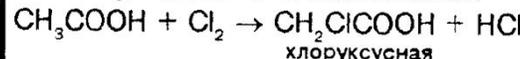
Структура:

Химические свойства определяются

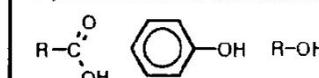
Взаимное влияние карбонила и гидроксила:
смещение электронов в C=O группе вызывает смещение электронов в OH и поляризует связь -O-H

В результате

Замещение H- в α-положении



1. увеличение кислотности



K = 10⁻⁵ 10⁻¹⁰ 10⁻¹⁶

сильнее угольной кислоты

лакмус — красное окрашивание

2. Увеличение прочности C=O — связи.

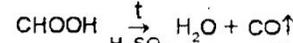
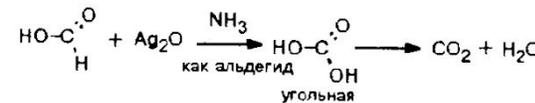
Отсутствуют реакции присоединения.

Увеличение прочности C-OH — невозможно заместить HNa!

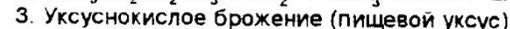
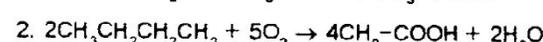
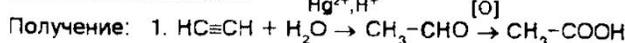
ОТДЕЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ

① Муравьиная (метановая) кислота — бесцветная жидкость с острым запахом, хорошо растворима в H₂O, довольно сильная кислота, т.к. нет CH₃- группы

особенность — сочетание карбоксильной группы с атомом H

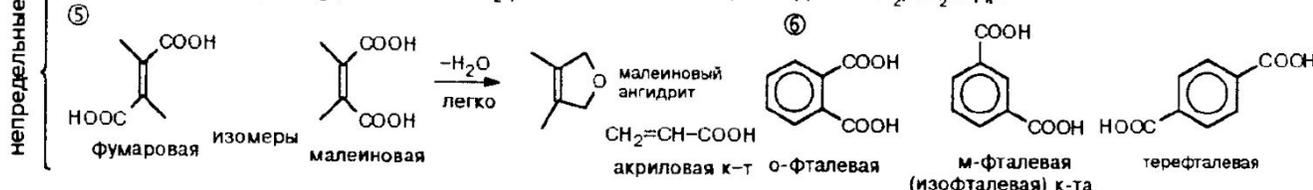


② Уксусная (этановая) кислота — безводная — кристаллич. в-во (ледяная к-та), t_{пл} = 17°C, смешивается с водой в любых соотношениях.



③ Пальмитиновая C₁₅H₃₁COOH, стеариновая C₁₇H₃₅COOH — тв. в-ва, нерастворимые в H₂O. Смесь — стеарин. Входят в состав жиров.

④ Олеиновая CH₃(-CH₂)₇-CH=CH(-CH₂)₇-COOH способна присоединять H₂, Br₂ и др.



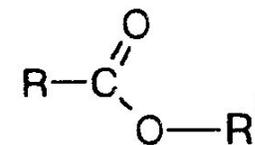
Получение:

1. окисление спиртов, альдегидов

2. окисление предельных углеводородов (80–120°C, NaOH, MnCl₂ — катализатор, крекинг)

СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

функциональные производные карбоновых кислот — продукты замещения OH-групп кислоты на остаток спирта OR'. Брутто-формула $C_nH_{2n}O_2$ такая же, как и у карбоновых кислот!



Физические свойства: летучие жидкости (отсутствие водородных связей), мало растворимы в воде, обладают приятным запахом

Номенклатура:

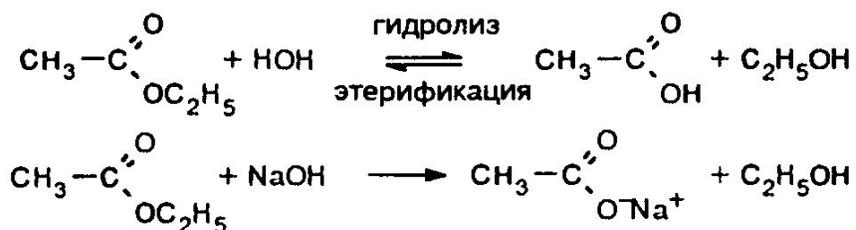
① кислота + спирт + эфир

② спирт + кислотный остаток

$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OCH_3$
уксуснометиловый эфир

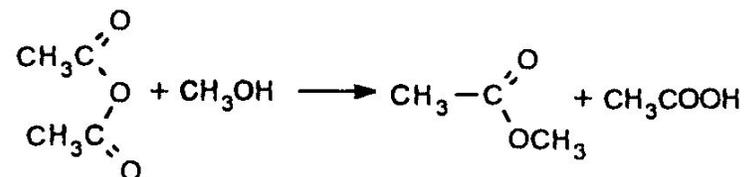
ацетат

Химические свойства: наличие поляризованного атома кислорода активирует связь C-O-R, и она легко разрывается даже под действием воды. Расщепление сложных эфиров под действием воды называется гидролизом или омылением. Эта реакция обратна реакции этерификации. Реакция катализируется протонами H^+ и гидроксид-ионами OH^- . В присутствии щелочи реакция необратима (происходит омыление — образование соли карбоновой кислоты).



Получение: 1) реакция этерификации — кислота + спирт (преимущественно первичный). Реакция обратима, поэтому требуется избыток одного из реагентов или отгонка эфира

2) ангидрид орг. кислоты + спирт:



Сложные эфиры, образованные глицерином и высшими (жирными) карбоновыми кислотами, называют **глицеридами**.

Жиры: смесь этих эфиров

Животные жиры: твердые.

Образованы преимущественно предельными кислотами

$C_{15}H_{31}COOH$ — пальмитиновой и

$C_{17}H_{35}COOH$ — стеариновой

Растительные жиры или масла: жидкие, образованы преимущественно непредельными кислотами:

$C_{17}H_{33}COOH$ — олеиновой и

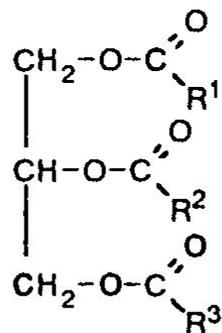
$C_{17}H_{31}COOH$ — линолевой

Если остаток глицерида связан с 3 остатками кислот, то образуется триацилглицерин — тристеарин.

Физические свойства: животные жиры — тв. в-ва без определенной t -ры плавления, растительные — жидкие.

Плотность большинства жиров меньше плотности воды.

Жиры нерастворимы в воде, они выступают как поверхностноактивные вещества (ПАВ), образуя стойкие эмульсии (молоко).



общая формула жиров

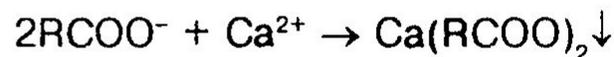
Мыла: соли высокомолекулярных карбоновых кислот (обычно стеариновой или пальмитиновой)

Na — твердые, например, $C_{17}H_{35}COONa$

K — жидкие, например, $C_{15}H_{31}COOK$.

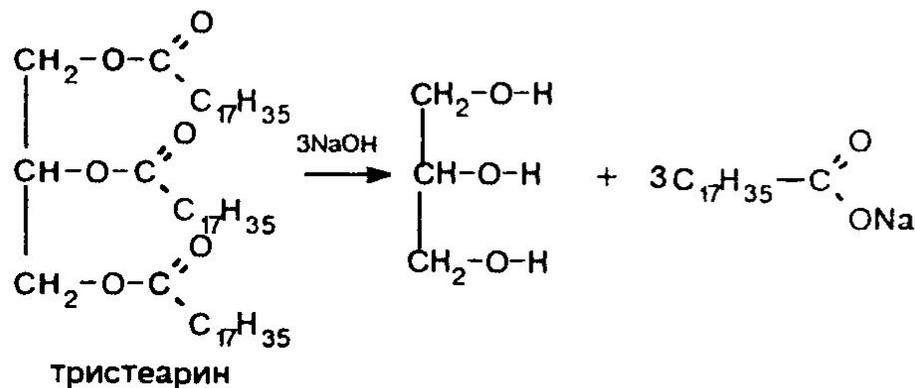
Моющие свойства связаны со строением молекул, с наличием неполярных и ионных групп.

Мыла не пенятся в жесткой воде, т.к. нерастворимы соли Ca:



Детергенты — синтетические моющие средства (СМС)

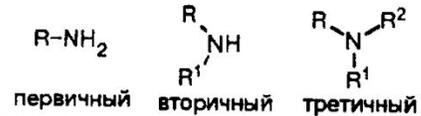
Химические свойства: 1) гидролиз жиров:



2) Гидрогенизация растительных жиров — их превращение в твердые (маргарин) за счет присоединения H_2 к двойным связям (Ni-катализатор, 160–200°C, 2–15 атм)

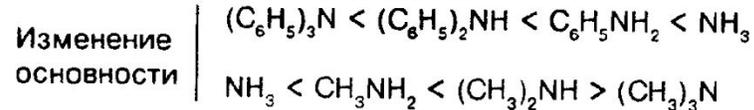
АМИНЫ

производные NH_3 , в котором атомы водорода частично или полностью замещены углеводородными радикалами (жирного, ароматического рядов или смешанные)



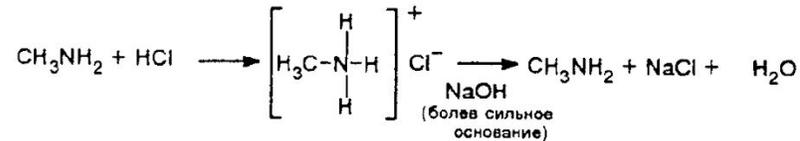
Физические свойства: метиламин, диметиламин, триметиламин — газы с резким запахом, остальные амины жирного ряда — жидкости, растворимые в H_2O

Химические свойства обусловлены наличием неподеленной электронной пары у атома азота:

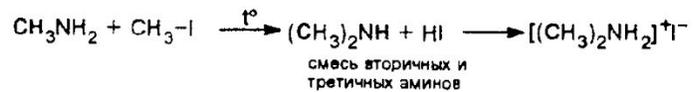


Химические свойства — напоминают свойства NH_3 . Амины реагируют:

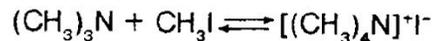
1. С кислотами — образуют соли — нелетучие тв. ионные вещества



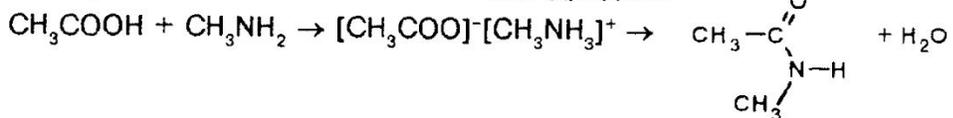
2. С алкилгалогенидами



Из третичных аминов м.б. получены четвертичные аммониевые соли:



3. С органическими кислотами и ангидридами



4. В водных растворах аминов щелочная среда:



Номенклатура:

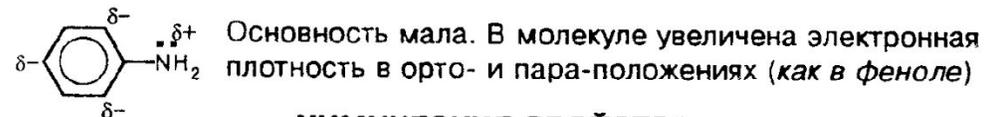
радикалы + амин
(по алфавиту первых букв названия радикалов)



по номенклатуре ИЮПАК:



АНИЛИН — ароматический амин. Жидкость, $T_{\text{кип.}} = 184^\circ\text{C}$, бесцветный, на воздухе желтеет из-за окисления, плохо растворим в H_2O

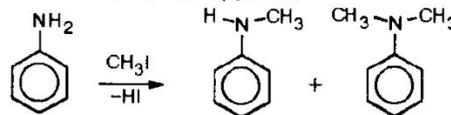


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

с кислотами:



с алкилгалогенидами:



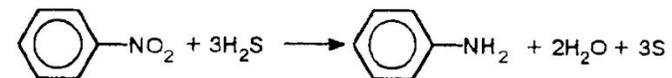
с бромной водой:



белый осадок триброманилина

с формальдегидом — образуется анилинформальдегидная смола

Получение: Н.Н. Зинин, 1842 г. — восстановлением нитробензола с использованием $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ или H_2S :



В настоящее время: каталитическое и электрохимическое восстановление нитробензола или его восстановление в кислой среде (Fe, Zn, Sn)

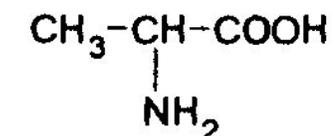
АМИНОКИСЛОТЫ

органические дифункциональные соединения, в состав которых входят две функциональные

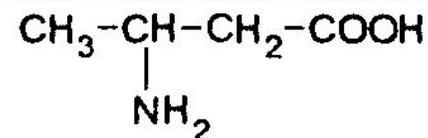
группы — карбоксильная $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ и амина $-\text{NH}_2$

Номенклатура:

из названий кислот
+ «амино»



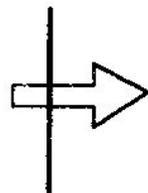
α -аминопропионовая
2-аминопропановая



β -аминомасляная
3-аминобутановая

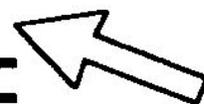
Физические свойства: белые кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, при нагревании не плавятся, выше 200–300°C — разлагаются

Строение: 2 функциональные группы, их взаимное влияние, новые специфические свойства



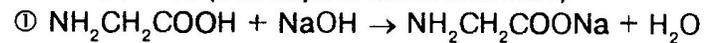
образуют «внутренние» соли
 $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \rightarrow \text{NH}_3^+\text{CH}_2\text{COO}^-$
биполярные или цвиттер-ионы

ионный
тип связи

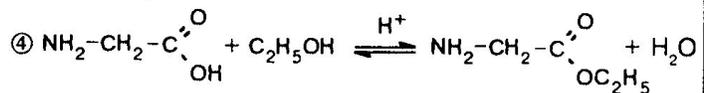
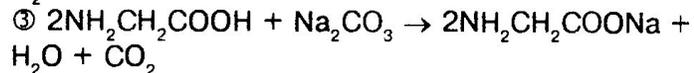
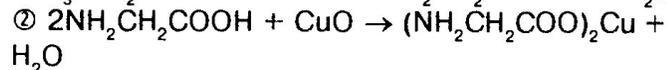
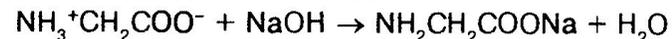


Реакции функциональных групп

КИСЛОТНЫЕ (см. карбоновые кислоты)

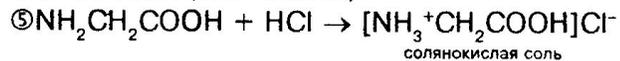


или



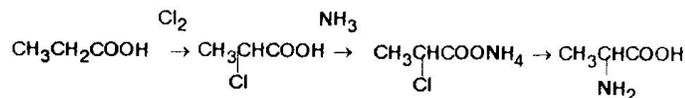
или в виде соли

ОСНОВНЫЕ (см. амины)



т.о. это — **органические амфотерные соединения**. Водный раствор практически нейтрален

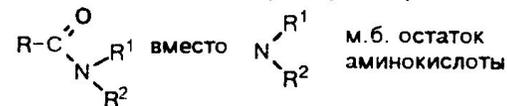
Получение: из карбоновых кислот



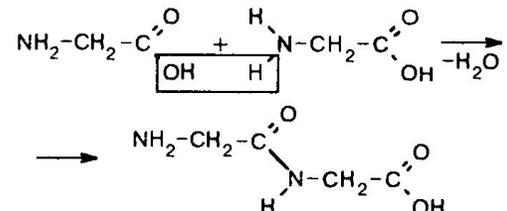
Реакции функциональных групп

друг с другом

Для карбоновых кислот характерно образование **амидов**

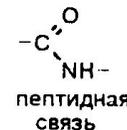


аминокислота + аминокислота → **дипептид**

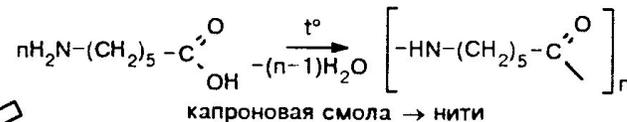


→ трипептид → полипептид

Реакция обратима — в присутствии кислот и оснований — гидролиз



Капроновое волокно: ε-аминокапроновая кислота → поликонденсация



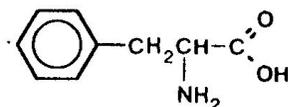
Белки: важная составная часть живых организмов, входят в состав кожи, роговых покровов, мышечной и нервной ткани

Высокомолекулярные соединения, молекулярная масса — до нескольких миллионов

Состав: определен через гидролиз (разбавл. кислоты, ферменты)

Почти исключительно — α-аминокислоты (≈20), связанные пептидными связями.

Качественная реакция: желтое окрашивание с HNO₃; нитрование

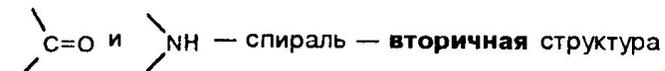


фенилаланина

Белок — полипептид

① Последовательность аминокислот — **первичная структура**

② образование водородных связей между



③ взаимодействие NH₂, OH, COOH групп, не принимающих участия в образовании пептидной связи — **третичная структура**

нагрев до высокой температуры, радиоактивное облучение, соли тяжелых металлов — вызывают разрушение вторичной и третичной структур — **денатурацию**

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Соединение	Реактив	Наблюдаемая реакция
Алканы	— Пламя	Обычно определяют путем исключения Низшие алканы горят голубоватым пламенем
Алкены C=C	1) Бромная вода 2) р-р KMnO_4 3) Горение	Обесцвечивание раствора Обесцвечивание раствора, выпадение бурого осадка MnO_2 Горят слегка желтоватым пламенем (частицы углерода)
Бензол	— Горение	Обычно определяют путем исключения Горит коптящим пламенем
Фенол	1) Бромная вода 2) р-р Na_2CO_3 3) FeCl_3	Обесцвечивание, выпадение белого осадка трибромфенола Выделение углекислого газа Фиолетовое окрашивание
Спирты	1) Na 2) Горение 3) Черная горячая прокаленная Cu -проволока	Выделение водорода Горят светлым голубоватым пламенем Восстановление красной окраски у прокаленной горячей медной проволоки

Многоатомные спирты	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$	Синее окрашивание — образование глицератов и др.
Амины	1) Лакмус 2) HNaI	В водном растворе — синее окрашивание Образуют соли с галогеноводородами — после выпаривания твердый осадок
Анилин	1) Бромная вода 2) HNaI	Обесцвечивание бромной воды, выпадение осадка триброманилина После упаривания твердый осадок — соль гидрогалогенида анилина
Альдегиды	1) Ag_2O 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Реакция серебряного зеркала Выпадение красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты	Лакмус	Красное окрашивание ! <i>Муравьиная</i> — реакция серебряного зеркала ! <i>Олеиновая</i> — обесцвечивание бромной воды
Крахмал	Раствор I_2 в KI или спиртовой раствор иода	Синее окрашивание
Белки	конц. HNO_3	Желтое окрашивание, при добавлении щелочного раствора — оранжевое

