

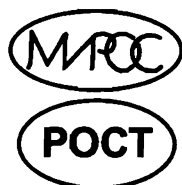
А.Ю. СТАХЕЕВ

ВСЯ ХИМИЯ В 50 ТАБЛИЦАХ

Пособие для учащихся старших классов
и абитуриентов

Под редакцией С.С. БЕРДОНОСОВА

Издание второе,
переработанное и дополненное



Москва 1998

Стахеев А. Ю.

Вся химия в 50 таблицах. Под ред. С. С. Бердоносова. 3-е изд.—
М.: МИРОС, РОСТ, 1998. — 64 с.

ISBN 5-7804-0063-6

Пособие в краткой и наглядной форме содержит теоретический материал по химии, отвечающий курсу химии средней школы. При подготовке данного издания учтены многочисленные замечания, высказанные читателями, которые использовали его в своей работе. Предназначено для повторения теоретического материала при подготовке к экзаменам в средней школе и к вступительным экзаменам по химии в вузе. Заключительная часть пособия содержит краткое решение 25 типичных расчетных задач по различным разделам химии. Предназначено для учащихся старших классов средних школ и абитуриентов.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Вниманию читателей предлагается новое, существенно переработанное издание пособия «Вся химия в 50 таблицах», предыдущее издание которых было встречено учащимися и учителями с определенным интересом. В предлагаемых таблицах сделана попытка в краткой наглядной форме изложить основные сведения, входящие в школьный курс химии. По нашему мнению, таблицы могут быть использованы, во-первых, учащимися при повторении материала по химии при подготовке к зачетным занятиям, контрольным работам, тестированию, а также к экзаменам. Во-вторых, многие таблицы, как нам представляется, можно использовать как раздаточный материал при изучении химии на уроке. Наконец, в-третьих, использование таблиц может быть полезно абитуриентам при подготовке к вступительному экзамену по химии.

Разумеется, пользование таблицами возможно только наряду с использованием школьных учебников по химии, а никак не вместо них. Фактически в данном пособии сделана попытка разработать краткий конспект школьного курса химии, а, как известно, конспект ни при каких условиях не может заменить самого конспектируемого материала.

В настоящее время на отдельные вопросы, отнесенные действующей программой к базовому школьному курсу, существуют разные точки зрения. К тому же имеется довольно много учебников по химии разных авторов, подчас придерживающихся заметно различающих-

ся точек зрения по отдельным вопросам школьного курса химии. Поэтому при подготовке таблиц была сделана попытка в этих случаях дать такое изложение соответствующего вопроса, которое представляется нам наиболее корректным и понятным учащемуся. Именно по этой причине в отдельных случаях может наблюдаться расхождение между тем, как изложен соответствующий материал в том или ином учебном пособии и в данных таблицах.

Однако, разумеется, ни в коем случае нельзя считать, что данная в таблицах трактовка — это истина в последней инстанции. Вполне возможно, что и иное изложение тех или иных вопросов вполне допустимо. В этом случае читателю предстоит самому проанализировать необходимые аргументы в пользу той или иной точки зрения и решить, какая из них представляется ему наиболее правильной.

В заключительной части таблиц кратко изложены простейшие, наиболее доступные учащемуся и широко применяемые на практике способы решения некоторых наиболее типичных расчетных задач, относящихся к школьному курсу химии. При выборе этих способов авторы опирались как на свой опыт многолетнего преподавания химии, так и на практику решения подобных задач в повседневной жизни. Конечно, предлагаемые способы — не единственно возможные, тем более, что речь здесь идет о решении довольно простых задач.

Мы будем признательны читателям за замечания по тексту предлагаемых таблиц.

А.Ю.СТАХЕЕВ
С.С.БЕРДОНОВ

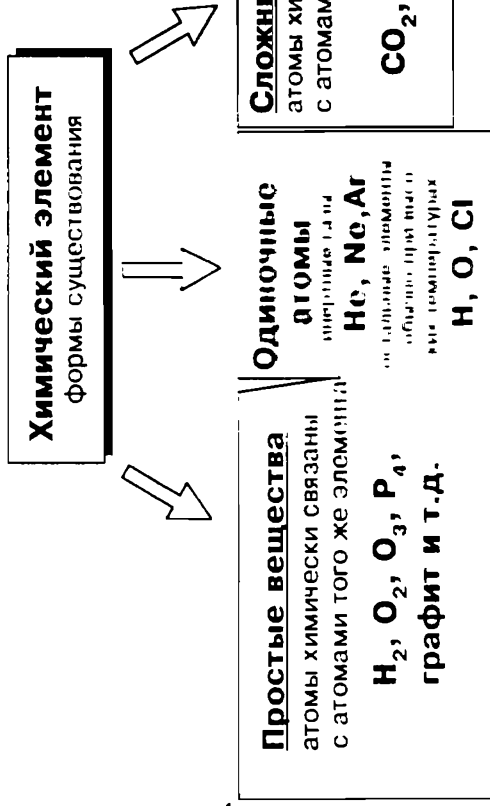
ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

(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.



СТРОЕНИЕ АТОМА

открытия конца XIX — начала XX в привели к Выводу: атом делим, состоит из ядра Φ и электронов 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.

HQ — 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

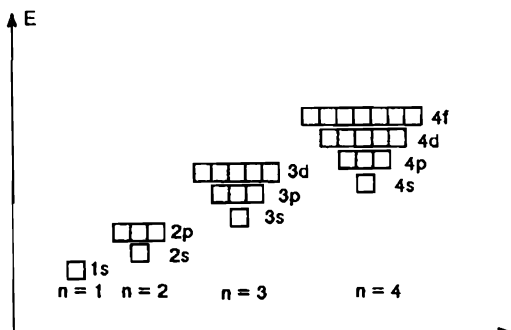
0 1 2 3 4
 s p d f g

$n = 1, l = 0$ 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 $3d$ орбиталей (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 p и нейтронов n

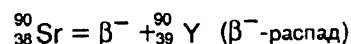
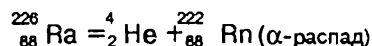
p и n — ядерные силы

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

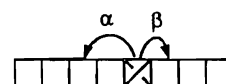
Изотопы — нуклиды одного элемента ($^{25}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$)

Изотопы одного элемента химически неразделимы.

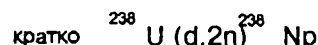
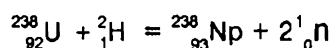
Радиоактивный распад:



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



Ядерные реакции



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Попытки упорядочить, классифицировать элементы в соответствии с их свойствами

Й. Дёберейнер (1816–1823) — выделил триады сходных элементов

Л. Мейер (1864) — объединил элементы со сходными свойствами в группы

Дж. Ньюлендс (1866) — отметил повторяемость свойств через 7 элементов на 8-ой (правило «октав»)

Д. И. Менделеев положил в основу классификации *атомный вес*

Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca
7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35.5	39	40

←

→ период →

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					
3_2O	$3O$	3_2O_3	$3O_2$	3_2O_5	$3O_3$	3_2O_7

«Свойства элементов, а следовательно и образованных ими простых и сложных тел, находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов»

Д. И. Менделеев, 1869

При составлении таблицы Д.И. Менделеев (в отличие от предшественников):

1. Сравнил между собой не только сходные элементы, но и несходные естественные группы элементов;
2. Изменил атомные веса 20 элементов ($\text{Be}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BeO} \Rightarrow 13.5 \rightarrow 9$)
3. При определении положения — руководствовался в первую очередь химическими свойствами $\text{I} \leftrightarrow \text{Te}$; $\text{Co} \leftrightarrow \text{Ni}$;
4. Ряд элементов не был открыт — оставил пустые клетки (под Si — экасилиций (Ge) и др.)

Г. Мозли (1913 г.) — заряды ядер атомов последовательно возрастают на 1, а атомный номер элемента соответствует значению заряда его ядра.

Современная трактовка: Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от значения заряда ядер атомов (равного атомному номеру элемента в периодической таблице элементов).

Заряд ядра определяет число электронов в нейтральном атоме и число занятых электронных оболочек в невозбужденном атоме, а также их заселенность (химические свойства).

Заполнение
уровни орбитали

длиннопериодный вариант

короткопериодный вариант

1 1s
 2 2s2p
 3 3s3p[3d]
 4 4s3d4p

H He
 Li Be
 Na Mg
 K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr

B C N O F Ne
 Al Si P S Cl Ar
 Ga Ge As Se Br Kr

Mn - $4s^2 3d^5$
 Cl - $3s^2 3p^5$ по 7 $\bar{e}$

$3xO_7$

1-3-й — малые периоды
 4-й и последующие — большие периоды

Зависимость характеристик элементов от их положения в периодической таблице

В МАЛОМ ПЕРИОДЕ: заполнение одного электронного уровня

Li Be B C N O F

0.155 нм радиус нейтрального атома 0.064 нм

переход к следующему периоду →
переход к другому электронному уровню,
расположенному дальше от ядра, поэтому —
уменьшение притяжения внешнего
электрона $Z \propto \frac{1}{n^2}$

$$F \approx \frac{Z_{\text{ядра}} \times e}{r^2}$$

В периоде наблюдается увеличение заряда ядра, увеличение притяжения e^- к ядру, увеличение электроотрицательности — способности атома оттягивать к себе электроны → переход от металлических свойств к неметаллическим

Тенденция образования устойчивой внешней электронной оболочки (оболочки инертного газа)

элементы начала периода

элементы конца периода

легко отдают e^- ,
образуя $\oplus$ -ионы

образуют преимущ.
ковалентные связи

легко принимают e^- ,
образуя Θ -ионы

[He] ←

$\rightarrow$ [Ne]

В группе

Na

✓

..

увеличение числа электронных уровней (слоев)

увеличение размера атома:

уменьшение притяжения внешнего электрона к ядру;

усиление металлических свойств

1. Атомный номер элемента = заряду ядра
2. Номер периода = числу уровней (обычно)
3. Номер группы = max. полож. степень окисления (обычно)
4. Металлические свойства возрастают сверху вниз и справа налево
5. Металлические свойства проявляют элементы с малым числом валентных электронов на внешнем уровне (оболочке)
6. Периодичность изменения свойств объясняется определенной повторяемостью в заполнении электронных уровней (оболочек)

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Взаимодействие атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы

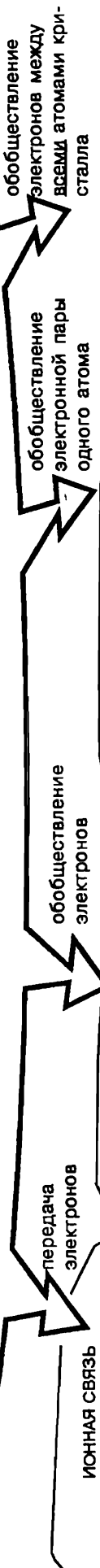


- 1. Энергия связи — энергия, затрачиваемая на ее разрушение (обычно сотни кДж/моль)
- 2. Длина связи r — расстояние между ядрами связываемых атомов (обычно 0.1–0.3 нм)
- 3. Дипольный момент μ — при различии электроотрицательности атомов — мера полярности связи



Электроотрицательность — численная характеристика способности атомов в соединениях смещать к себе электроны других атомов

Правило октета: при образовании химической связи атомы 1-го — 3-го периодов стремятся к созданию устойчивой 8- (октет) или 2-х (дублет) -электронной оболочки инертного газа



ИОННАЯ СВЯЗЬ

$Na \cdot + \cdot Cl: \rightarrow Na^+ + :Cl:^-$
 I, II VI, VII [Ar]

твердые вещества высокие T плавления } силы притяжения между ионами

при плавлении, растворении в воде хорошо проводят электрический ток

$Na : Cl: \rightarrow Na^+ + Cl^-$

ВАЛЕНТНОСТЬ
 1853 г. — Франкланд. Способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов при образовании молекул

ЭЛЕКТРОВАЛЕНТНОСТЬ — способность атома, образующего ионную связь, отдавать или принимать определенное число электронов

КОВАЛЕНТНОСТЬ — способность образовывать общие электронные пары

Для характеристики перераспределения электронов при образовании связи.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ — условный заряд атома, вычисленный по определенным правилам.

- Степень окисления (СО) атома в простом веществе равна 0 (H_2 , P_4 , S_8 и др.)
- Алгебраическая сумма СО атомов в молекулах (CO_2 , CH_4) равна 0 (H_2 , P_4 , S_8 и др.)
- Степень окисления F в его соединениях всегда равна -1
- СО атомов щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях всегда равна +1 и +2
- СО H в соединениях +1 (см. также п. 7)
- СО O в соединениях -2 (см. также п. 7)
- Всегда предпочтение отдается правилу с меньшим номером, поэтому $K^{+1}H^{-1}$, $N_2^{+1}O_2^{-1}$ др.
- СО может быть отрицательной, положительной, равной 0 ($Fe(CO)_5$ и др.), дробной (K_2S_5 др.)

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

$\cdot Cl: + \cdot Cl: \rightarrow :Cl:Cl:$
 $\cdot N: + \cdot N: \rightarrow :N:N:$

направленность связи — формы орбиталей
 Различные типы перекрывания е-облаков

σ -связь
 π -связь

$2s \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \rightarrow 1\sigma + 2\pi$
 часто наблюдается гибридизация s-, p- и d-орбиталей

N_2
 $2s \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \rightarrow 1\sigma + 2\pi$
 $2p \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$
 часто наблюдается гибридизация s-, p- и d-орбиталей

$HNH > 90^\circ \rightarrow 107^\circ$
 ОТТАЛКИВАНИЕ

При соединении атомов с различными электроотрицательностями — **ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ**

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ

донор — имеет неподеленную е-пару

акцептор — свободную орбиталь (H^+)

$H-N \cdot + H-O \cdot \rightarrow [H-N-H]^+ [H-O-H]^-$
 $H-N \cdot + H^+ \rightarrow [H-N-H]^+$
 $H-O \cdot + H^+ \rightarrow [H-O-H]^+$

- Все связи эквивалентны.
- Заряд распределен по всем атомам

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Связь $E' \dots H \dots E''$, где E' и E'' — атомы элементов с большими значениями электроотрицательности, чем ЭО H.

Все три атома E' , E'' и H расположены на прямой, например $F \dots H-O, O \dots H-N$.

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

электропроводность, теплопроводность, ковкость металлов.

Модель «электронного газа», который удерживает вместе атомные положительно заряженные остовы.

Современная модель — электроны расположены не на отдельных энергетических уровнях, а в «энергетической зоне», и легко в этой зоне перемещаются

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Явление, при котором одни вещества превращаются в другие, называют

ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИЕЙ

Возможные типы классификаций реакций

По числу исходных и образующихся веществ	По изменению степени окисления атомов	
	Без изменения степени окисления	С изменением степени окисления (окислительно-восстановительные)
СОЕДИНЕНИЯ $A + B + C \rightarrow D$ несколько веществ более простого состава продукт более сложного состава	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $PbO + SiO_2 = PbSiO_3$ $CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$ $C_2H_4 + H_2O = C_2H_5OH$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $PbS + 4O_3 = PbSO_4 + 4O_2$ $4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3$
РАЗЛОЖЕНИЯ $A \rightarrow B + C + D$ более сложное несколько веществ более простого состава	Разложение кристаллогидратов, кислот, оснований (не щелочей!), солей кислородсодержащих кислот и др. $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $CaCO_3 = CaO + CO_2$ $NH_4Cl = NH_3 + HCl$	$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2$ диспропорционирование $4KClO_3 = 3KClO_4 + KCl$
ЗАМЕЩЕНИЯ $A + BC \rightarrow AB + C$ простое сложное сложное простое	С изменением степени окисления $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$	
ОБМЕНА $AB + CD \rightarrow AC + BD$ Наиболее распространены реакции между сложными веществами, протекающие без изменения степени окисления и сопровождающиеся удалением продукта (продуктов) реакции в виде газа, осадка или образованием малодиссоциирующего соединения.	$AgNO_3 + KBr = AgBr \downarrow + KNO_3$ Нейтрализации $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ малодиссоц Гидролиза $CH_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH$ малодиссоц	Без изменения степени окисления

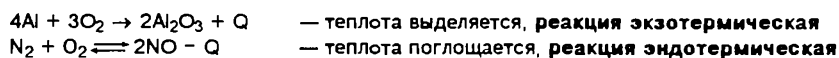
Необходимо отметить: существует много реакций, которые трудно отнести к одному определенному типу:



Возможны и другие классификации: по тепловому эффекту, скорости, механизму (ионные, радикальные, цепные, каталитические и некаталитические), как обратимые и необратимые и т.д.

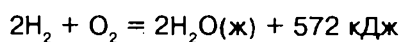
ПО ТЕПЛОВому ЭФФЕКТу

В ходе химических реакций происходит разрыв одних связей и образование других. Если сумма энергий разрушенных связей < суммы энергий вновь образованных $\rightarrow$ избыток энергии выделяется в виде теплоты, света, работы расширяющихся газов.



тепловой эффект реакции Q

Термохимические уравнения — с указанием теплового эффекта



Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса:**

- тепловой эффект химической реакции зависит от состояний исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от промежуточных стадий процесса

- тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ

$$Q = \sum \nu_i Q_{обр}^{прод} - \sum \nu_i Q_{обр}^{исходн}$$



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

Количество химической реакции 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):

$$\varphi = \frac{\Delta n}{V \Delta t} \xrightarrow{V = \text{const}} \varphi = - \frac{\Delta C_{\text{реак}}}{\Delta t} = + \frac{\Delta C_{\text{продукт}}}{\Delta t}$$

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.

$$\varphi \sim [A] \cdot [B] \text{ для } A + B \rightarrow C$$

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

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

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

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

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

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.

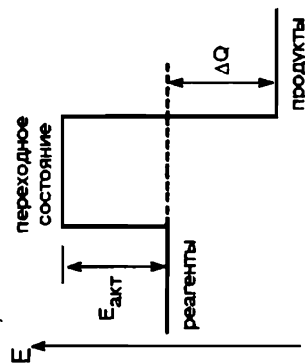
Приближенное правило Вант-Гоффа: скорость возрастает в 2-4 раза при нагревании на 10°C .

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

R — газовая постоянная, T — температура, K

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

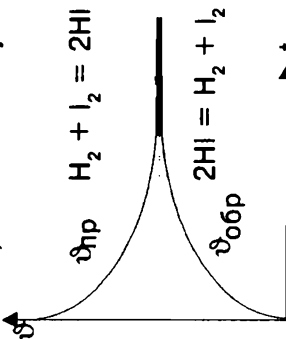
Ингибитор — уменьшение скорости реакции.



Глубина протекания (химическая термодинамика)

Многие химические реакции не удается довести до конца $H_2 + I_2 \Rightarrow 350^\circ\text{C} \Rightarrow 80\%HI + 10\%H_2 + 10\%I_2 \Leftarrow 350^\circ\text{C} \Leftarrow HI$ чистый

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



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

Химическое равновесие имеет динамический характер

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

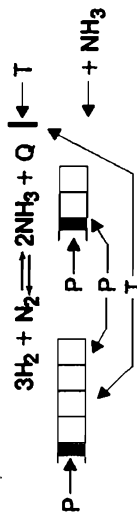
константа равновесия K

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

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 $T, P, \text{концентрацию}$), 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



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов

Условно считают, что окисление — это отдача атомом, ионом, молекулой электронов, а восстановление — присоединение к ним электронов. При окислении степень окисления атома возрастает, при восстановлении уменьшается.

Окисление одних атомов (А) в данной реакции: $A - n\bar{e} = A^{n+}$ (А — восстановитель) всегда сопровождается

восстановлением других атомов (Э) в данной реакции: $E + n\bar{e} = E^{n-}$ (Э — окислитель)



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

Окислители:

- Простые вещества, образованные атомами элементов-неметаллов VI–VII групп (F_2 , O_3 , O_2 , Cl_2 , Br_2 и др.)
- Многие многозарядные ионы металлов:
 $\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$; $\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$
- Ионы, содержащие атомы элементов в высоких степенях окисления:
 MnO_4^- (Mn VII), $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (Cr VI)
- Ионы и молекулы, содержащие атомы неметаллов в высших степенях окисления:
 $\overset{+5}{\text{HNO}_3}$, $\overset{+5}{\text{KClO}_3}$ и др.
- Кислоты (за счет ионов H^+)
- Пероксиды, надпероксиды, озониды
 H_2O_2 , K_2O_4 , KO_3

Восстановители:

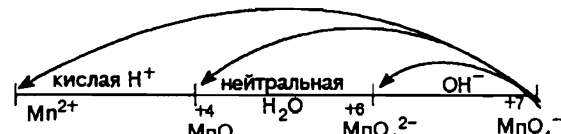
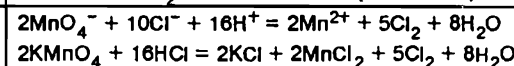
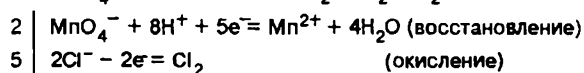
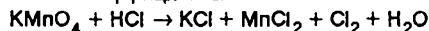
- Атомы металлов I–III групп и др. (Na, Ca, Al, Fe...)
- Отрицательно заряженные ионы неметаллов S^{2-} , Cl^- и др.
- Многие сравнительно малозарядные ионы металлов (Fe^{2+} , Mn^{2+} и др.)
- Ионы и молекулы, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления:
 $\overset{+4}{\text{SO}_2}$, $\overset{+4}{\text{SO}_3^{2-}}$, $\overset{+3}{\text{H}_3\text{PO}_3}$ и др.
- H_2 , CO, CH_4 , NH_3 , C
- Гидриды металлов I–III групп (CaH_2 , LiH и др.)

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют:

Метод электронно-ионного баланса

(в водных растворах)

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

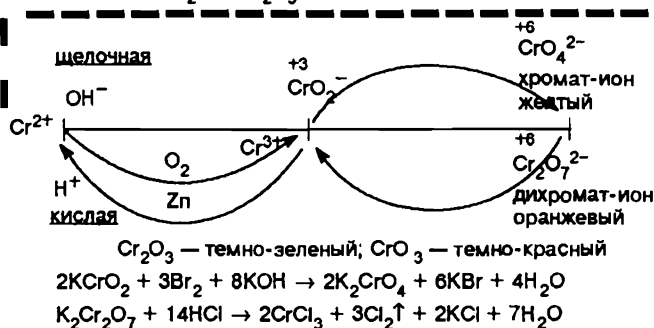
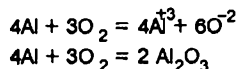
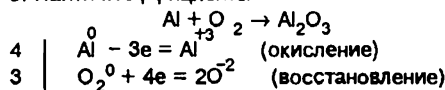


т.о., наибольшая окислительная активность KMnO_4 — в кислой среде (обычно используют разбавл. H_2SO_4)

Метод электронного баланса

(газ + газ, газ + тв., тв. + тв.)

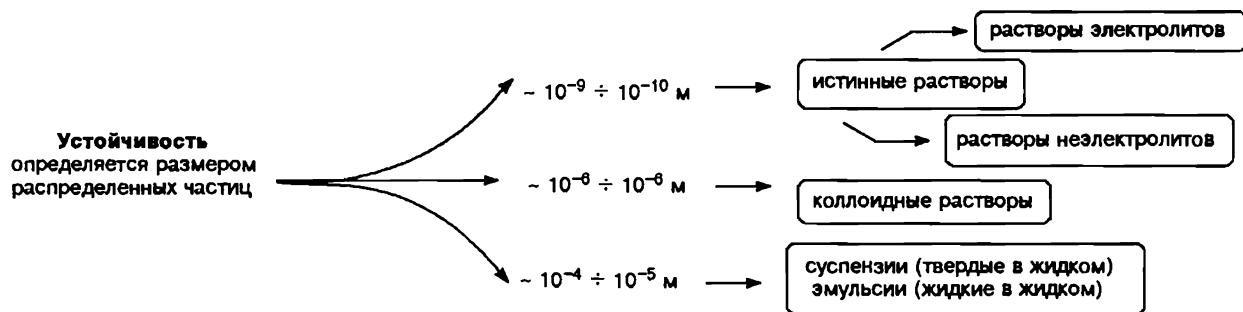
- Найти окислитель и восстановитель
- Записать схемы полуреакций окисления и восстановления
- Сбалансировать заряды и электроны
- Суммировать полуреакции в полное электронное уравнение (электроны должны сократиться)
- Найти коэффициенты



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

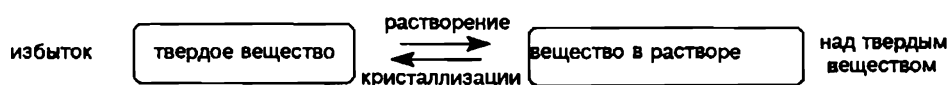
Массовая доля $W = \frac{m_1 \text{ (масса растворенного вещества)}}{m_2 \text{ (общая масса раствора)}}$
обычно выражают в процентах
Если количество растворенного вещества n отнесено к общему объему раствора V , то говорят о **молярной концентрации** C
 $C = \frac{n_{\text{растворенного вещества}}}{V_{\text{раствора}}} \text{ (моль/дм}^3\text{; моль/л)}$

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.

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

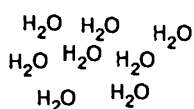
Преимущественно **химический** процесс $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
 $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$

нельзя физически выделить исходное вещество

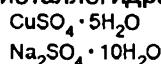
Преимущественно **физический** процесс $NaCl + H_2O$
 $I_2 + \text{бензол}$

можно выделить физически растворенное вещество

твердое вещество + молекулы растворителя

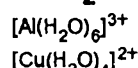


кристаллогидраты



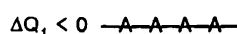
сольватация
(гидратация)

$A \cdot nH_2O$ сольваты (гидраты)



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

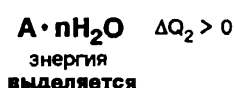
Тепловые эффекты



разрыв связей
энергия
поглощается



сольватация
(гидратация)
образование
новых связей



общий
тепловой эффект

$$\Delta Q = \Delta Q_2 - \Delta Q_1$$

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

растворы многих солей, кислот, оснований

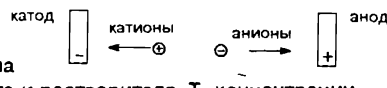


1. Проводят электрический ток (хотя в сухом состоянии — изоляторы)
2. Некоторые коллигативные свойства растворов ($T_{\text{кипения}}$, $T_{\text{замерзания}}$ и т.д.) изменяются т.о., как будто число частиц в целом число раз больше, чем число молекул (формульных единиц) растворенного вещества.

Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток

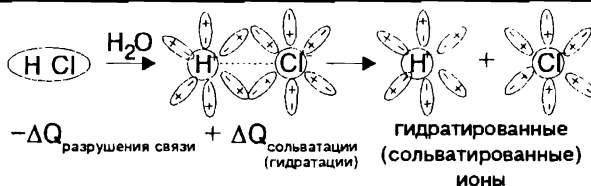
Теория
электролитической
диссоциации
1887 г. Сванте
Аррениус

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 $K_{\text{дис}}$**

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

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

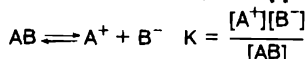
значение α не связано с растворимостью вещества в воде
 $K_{\text{дис}}$ — константа при **данной** температуре

Условное деление электролитов по силе для 0.1 моль/л растворов



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

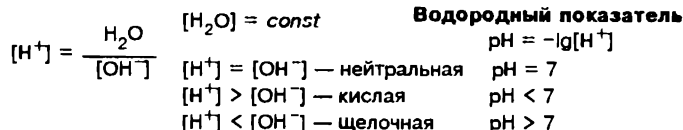
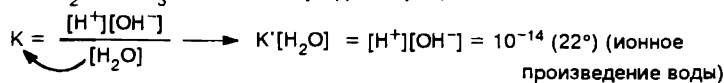
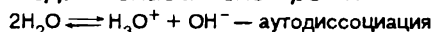
Константа диссоциации



Степенчатая диссоциация



Вода — слабый электролит



Электролиты средней

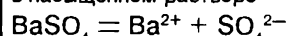
силы (по 1-й ступени) H_2SO_3 , H_3PO_4

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



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

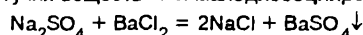
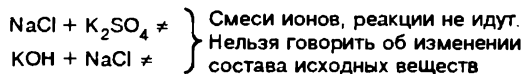
$$K' = \Pi P_{BaSO_4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

При $T = const$ $\Pi P = const$

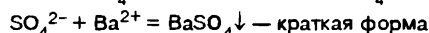
Если $[A^+][B^-] > \Pi P$, ↓ осадок

Ионные реакции: реакции между ионами, протекающие в растворе электролитов

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



в ионной форме:

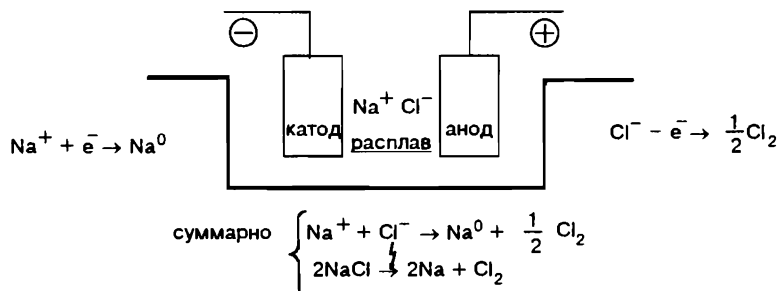
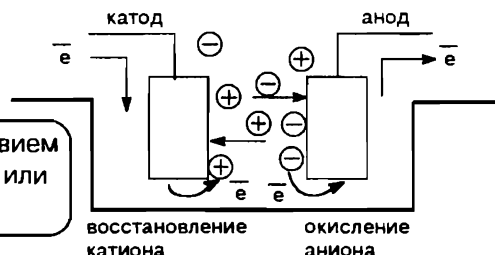


ЭЛЕКТРОЛИЗ

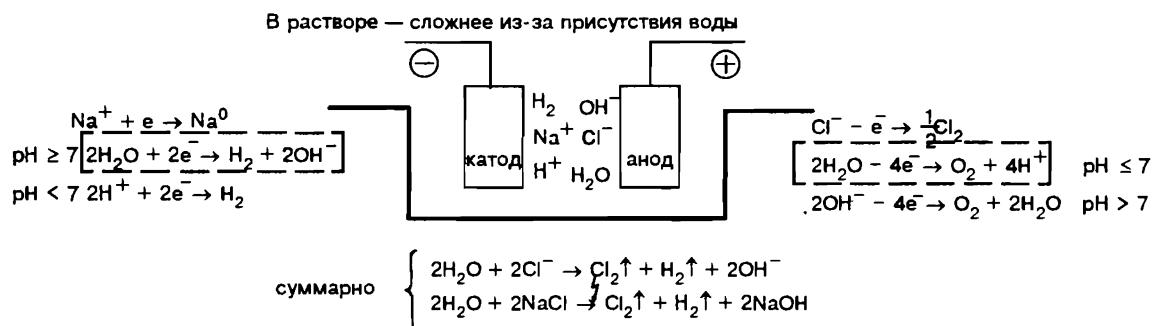
Электролиты $\longrightarrow$ $\oplus \ominus$ проводят электрический ток

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

① Расплав $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

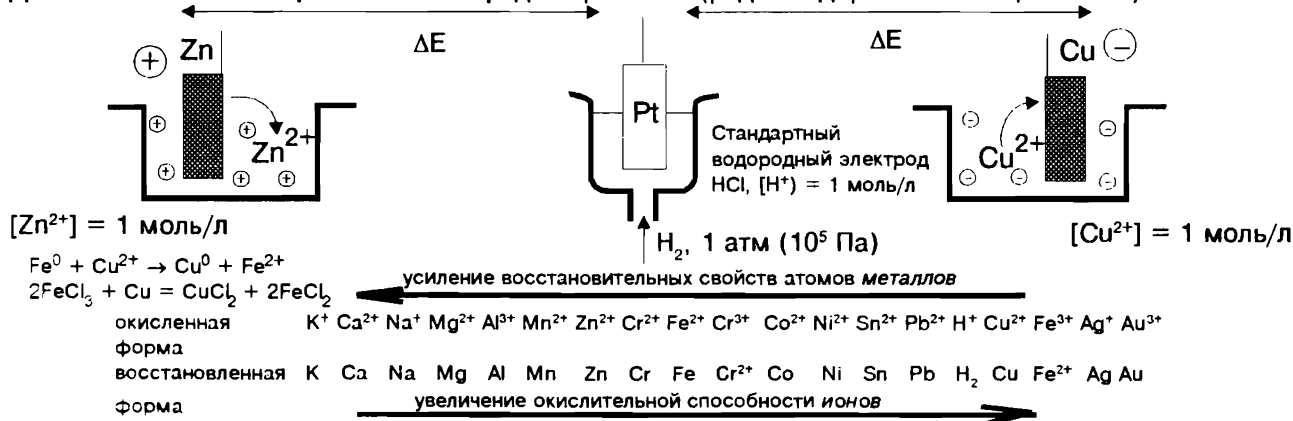


② Раствор NaCl

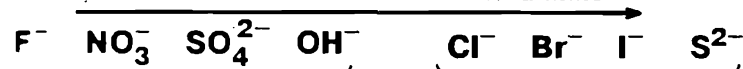


Еще сложнее электролиз протекает в смесях солей. Возможность осуществления того или иного процесса зависит от окислительно-восстановительных свойств ионов в растворе

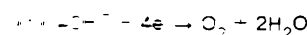
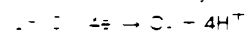
Для металлов — электрохимический ряд напряжений (ряд стандартных потенциалов E^0)



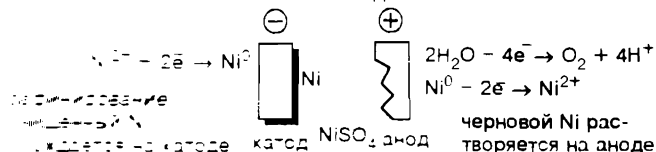
Для анионов — аналогично можно построить ряд, увеличение восстановительной активности анионов



и окисляются сами при электролизе водных растворов



Электролиз с активным анодом



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

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

где $\mathcal{E}$ — электрохимический эквивалент (молярная масса эквивалента)

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n} \quad (n - \text{число } e^-)$$

ОКСИДЫ

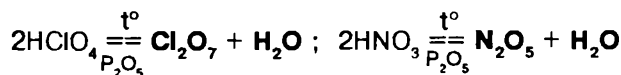
Оксиды — сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2

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

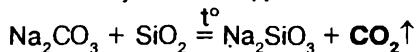
- Окисление кислородом**
 - простых веществ: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
 - сложных веществ: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
- Разложение**
 - нагреванием солей: $2\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$! кроме солей щелочных металлов:
 $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
 $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - нагреванием оснований: $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$! гидроксиды щелочных металлов не разлагаются, кроме LiOH
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{LiOH} = \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 - нагреванием кислородсодержащих кислот в случае термически неустойчивых кислот (H₂CO₃, H₂SO₃) — простое нагревание
 $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 в случае термически устойчивых кислот — нагревание в присутствии P₂O₅



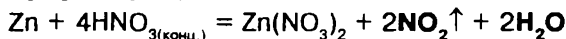
- Разложение** высших оксидов и **окисление** низших:



- Вытеснение** летучего оксида менее летучим при высокой температуре:



- Взаимодействие кислот — окислителей** (H₂SO_{4(конц.)}, HNO₃) с металлами и некоторыми неметаллами:



Основные — реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания. 1) Некоторые — с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов): $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ 2) Все — с кислотами $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 3) С кислотными оксидами $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ 4) С амфотерными оксидами $\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{LiAlO}_2$	Амфотерные ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂ Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями. $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ Реагируют с основными и кислотными оксидами $\text{ZnO} + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnSiO}_3$	Кислотные — реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты. 1) Большинство — с водой $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ 2) Со щелочами $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3) С основными оксидами $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3 \text{ (шлак)}$ 4) С амфотерными оксидами $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
--	--	--

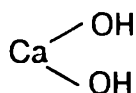
ОСНОВАНИЯ

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

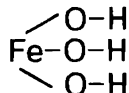
С позиции протонной теории Й. Бренстеда и Т. Лоури основания — акцепторы протонов ($\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$)

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

гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов —
щелочи



гидроксид кальция



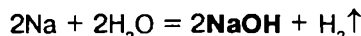
гидроксид железа (III)

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**

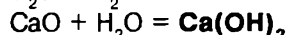
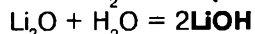
ПОЛУЧЕНИЕ

Щелочи можно получить по реакциям:

1. Металл + вода



2. Оксид + вода

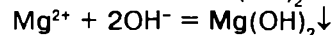
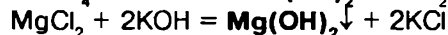
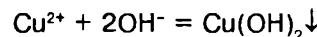
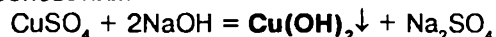


3. Электролиз водных растворов солей
щелочных металлов

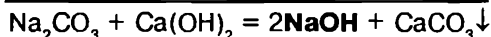


Нерастворимые в воде основания:

Соль + щелочь



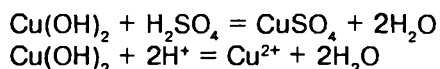
Исключение



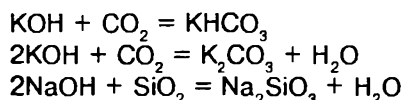
насыщенный
раствор

Химические свойства

1. Основания реагируют с кислотами
(**реакция нейтрализации**)



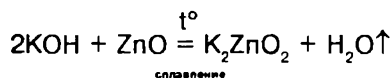
2. С кислотными оксидами



сплавление

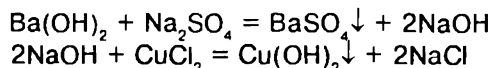
3. Растворы щелочей имеют $\text{pH} > 7$, изменяют окраску индикаторов. В щелочной среде окраска лакмуса — синяя, фенолфталеина — малиновая

4. Щелочи взаимодействуют
с амфотерными оксидами



сплавление

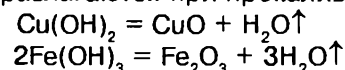
5. Щелочи взаимодействуют с
солями, если образуется мало-
растворимая соль или малорастворимое основание



6. При нагревании:

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

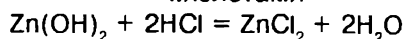
7. Нерастворимые в воде гидроксиды
при нагревании разлагаются:



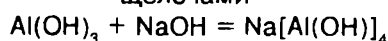
Амфотерные гидроксиды ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.)

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).

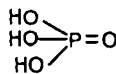
Кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) — гидроксиды неметаллов, диссоциирующие по кислотному типу

«ат» — высокая степень окисления SO_4^{2-} — сульфат
«ит» — низкая степень окисления SO_3^{2-} — сульфит

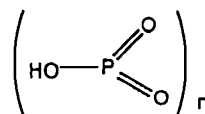
H_2SO_4 — серная

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



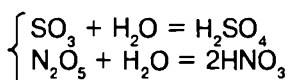
ортофосфорная



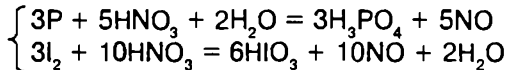
метафосфорная

Получение

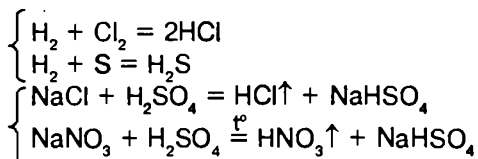
① **кислородсодержащие** — взаимодействие соответствующих оксидов (ангидридов) с водой



② некоторые **кислородсодержащие** — действие на неметаллы сильных окислителей



③ бескислородные — взаимодействие простых веществ



④ реакции обмена между солью и менее летучей кислотой

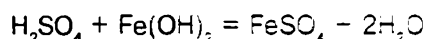
Физические свойства жидкости — H_2SO_4 , $HClO_4$
твердые — H_3PO_4 , H_2SiO_3

некоторые существуют только в растворах — H_2SO_3 , H_2CO_3

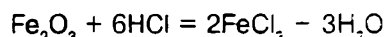
Химические свойства

① Растворы кислот имеют $pH < 7$, окрашивают метилоранж и лакмус в красный цвет

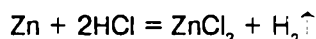
② Все кислоты реагируют с основаниями (реакция нейтрализации)



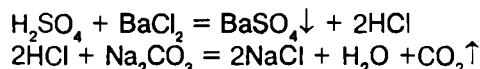
③ С основными оксидами (и амфотерными)



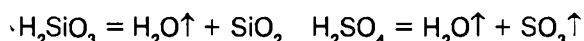
④ Кислоты, анионы которых — неокислители, реагируют с металлами, стоящими в ряду стандартных потенциалов до водорода, с выделением водорода



⑤ С солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество



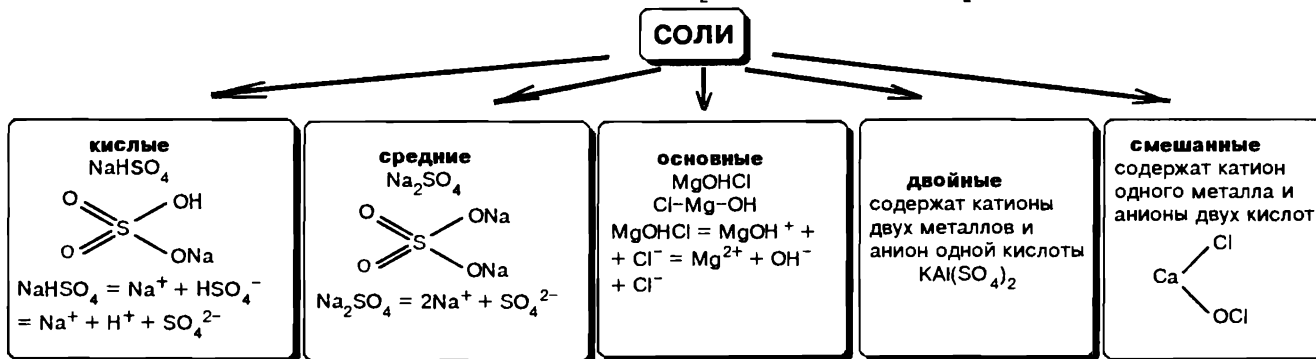
⑥ При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются



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 гидроксогрупп в основании на кислотный остаток ($Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHCl \rightarrow MgCl_2$)



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

Получение

1. С использованием металлов	металлы с неметаллами: металлы с кислотами: металлы с солями:	$2Mg + Cl_2 = MgCl_2$ $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ $Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$ вытесняет стоящий левее в электрохимическом ряду левее H, или — кислота — окислитель HNO_3, $H_2SO_{4(конц)}$ $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ $CaO + CO_2 = CaCO_3$ $Al_2O_3 + CaO = Ca(AlO_2)_2$
2. С использованием оксидов	основные оксиды с кислотами: кислотные оксиды с основаниями: кислотные оксиды с основными: амфотерные оксиды:	$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ $HCl + NaHCO_3 = NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
3. Реакцией нейтрализации	соли с солями соли с основаниями соли с кислотами	$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$ $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$ $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ 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 $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$ $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ 2 : 1 — средняя Избыток кислоты, взаимодействуя со средней солью, переводит ее в кислую $NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$ $NaOH + CO_2 = NaHCO_3$ 1 : 1 — кислая $Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4 = 3CaHPO_4$ $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$ основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей с щелочами: $ZnCl_2 + NaOH = ZnOHCl \downarrow + NaCl$. Основные соли обычно хуже растворимы в воде, чем средние		

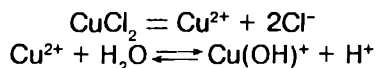
Физические свойства твердые кристаллические вещества. Многие соли имеют высокие температуры пл. и кип. По растворимости в воде делятся на хорошо ($NaCl$, KCl), мало ($PbCl_2$, $CaSO_4$) и практически нерастворимые ($BaSO_4$, $PbSO_4$, PbS , $CaCO_3$). Сильные электролиты.

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

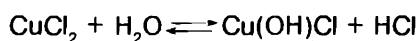
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

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).

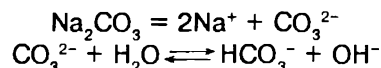
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



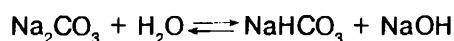
Образуется слабодиссоциирующий катион $Cu(OH)^+$. Среда в растворе кислая



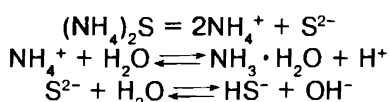
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



Образуется слабодиссоциирующий анион HCO_3^- . Среда в растворе щелочная



Соль образована слабой кислотой и слабым основанием

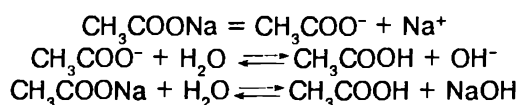


Образуется слабодиссоциированный анион HS^- и растворенный в воде аммиак. Среда близка к нейтральной.



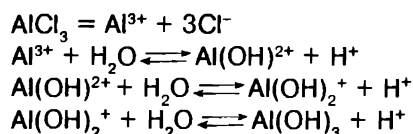
Данная реакция гидролиза необратима, т.к. образуется осадок гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ и выделяется сероводород H_2S

Гидролизу подвергаются соли как неорганических, так и органических кислот:

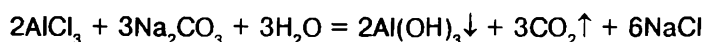
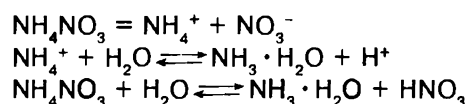
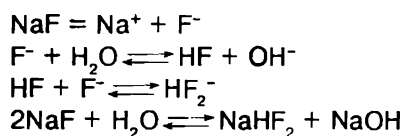


Гидролиз усиливается

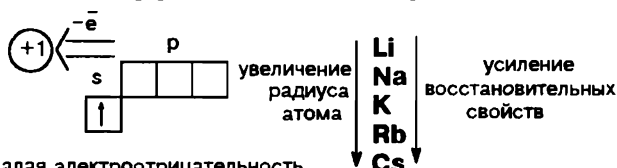
- а) при нагревании раствора (т.к. гидролиз — обычно эндотермический процесс)
- б) при разбавлении раствора водой:



Специальные случаи гидролиза



ПОДГРУППА Ia ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ Li, Na, K, Rb, Cs



малая электроотрицательность, относительно небольшая энергия ионизации

Физические свойства:

очень мягкие металлы, легко режутся ножом. На срезе — белого цвета с серебристым металлическим блеском, исчезающим на воздухе из-за окисления. Плотность увеличивается от 0,53 (Li) до 1,90 (Cs) г/см³. $T_{пл}$ понижается от 181 (Li) до 29°C (Cs).

Электрохимический ряд стандартных потенциалов

! Li, Cs, K, Na...

большая энергия гидратации иона Li^+ (малый радиус)

В природе: Na — 2.64% (по массе), K — 2.5% (по массе), Li, Rb и Cs — значительно меньше
NaCl — поваренная соль (каменная соль), галит
 $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова соль
 $NaNO_3$ — чилийская селитра
 Na_3AlF_6 — криолит
 $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ — бура
KCl — сильвин
KCl · NaCl — сильвинит

} калийные удобрения

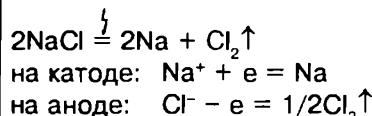
Химические свойства

очень активны, наиболее сильные **восстановители**

- С кислородом Rb, Cs — самовоспламеняются
 $2Na + O_2 = Na_2O_2$; $2K + 2O_2 = K_2O_4$ — пероксиды
 $4Li + O_2 = 2Li_2O$ — оксид лития
- С галогенами — с выделением большого количества тепла
 $Cl_2 + 2Na = 2NaCl$ — галогенид (хлорид)
- С серой при нагревании
 $S + 2Li = Li_2S$ — сульфид
- Литий взаимодействует с азотом (при комнатной тем-ре)
 $N_2 + 6Li = 2Li_3N$ — нитрид
- С водородом при нагревании
 $H_2 + 2Na = 2NaNH$ — гидрид
- Легко окисляются даже водой
 $2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2 \uparrow$

ПОЛУЧЕНИЕ

т.к. щелочные металлы — это самые сильные восстановители, их можно восстановить из соединений только при **электролизе расплавов солей**:



+ 1 Соединения щелочных металлов

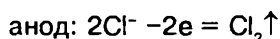
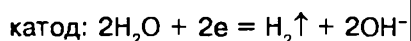
Щелочные металлы — самые сильные восстановители, их ионы (Na^+ , K^+ и др.) не проявляют окислительных свойств

Гидроксиды (едкие щелочи) — твердые кристаллические вещества, типично ионные соединения, сильные основания.

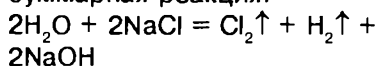
NaOH — едкий натр, каустическая сода; KOH — едкое кали

Получение

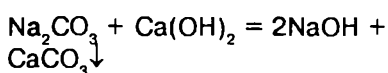
- Электролиз водного раствора NaCl:



суммарная реакция:



- Каустификация соды:



Соли — типично ионные соединения, как правило — хорошо растворимы в воде (кроме некоторых солей Li — LiF, Li_3PO_4 и др.). Образованные слабыми кислотами соли **гидролизуются**.

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — кристаллическая сода

Na_2CO_3 — кальцинированная сода

$NaHCO_3$ — питьевая сода

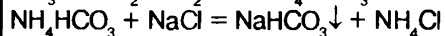
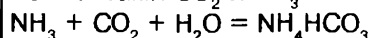
K_2CO_3 — поташ

Получение соды

аммиачный способ (метод

Сольвэ) — насыщение раствора

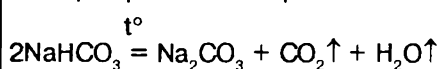
NaCl газами CO_2 и NH_3 :



$NaHCO_3$ выпадает в осадок

(сравнительно мало растворим).

кальцинирование — прокаливание



Качественные реакции:

окрашивание пламени

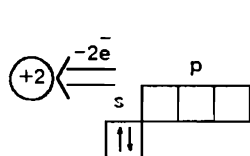
ионами

Li^+ — карминово-красное

Na^+ — желтое

K^+ — фиолетовое

ПОДГРУППА IIa. Be, Mg и щелочноземельные металлы Ca, Sr, Ba



Be
Mg
Ca
Sr
Ba
Ra

не взаимодействует с водой

слабо взаимодействует с горячей водой

щелочноземельные металлы
реагируют с водой как металлы,
так и их оксиды («земли»)

возрастает радиус атома, усиливаются металлические свойства,
возрастают восстановительные свойства

Магний: легкий (ρ 1.74 г/см³) серебристый металл, $t^{\circ}\text{пл}$ 650°C, устойчив на воздухе

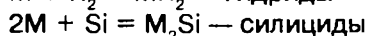
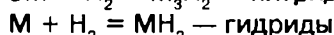
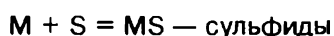
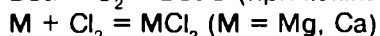
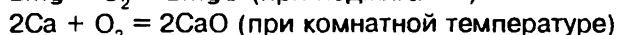
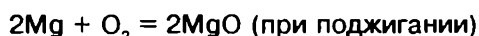
Кальций: легкий (ρ 1.55 г/см³) металл, на воздухе быстро окисляется и разрушается, $t^{\circ}\text{пл}$ 842°C

В природе: в земной коре содержится магния 2.35% по массе, кальция $\approx$ 3.6%

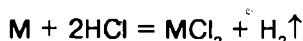
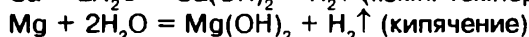
Встречаются только в виде соединений — силикатов, алюмосиликатов. Минералы: MgCO_3 — магнезит, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ — доломит, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — бишофит, CaCO_3 — мел, мрамор известняк, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс, CaF_2 — флюорит, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ — фторапатит

Химические свойства Mg и Ca

Оба металла — **сильные восстановители**. Степень окисления в соединениях всегда +2

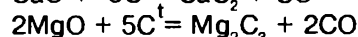
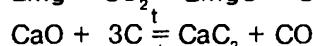
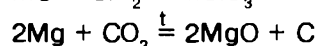
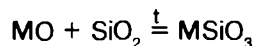
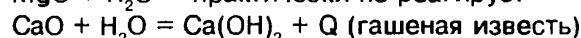


при нагревании

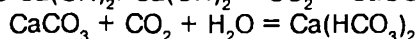
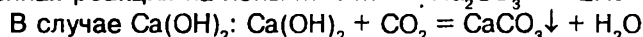
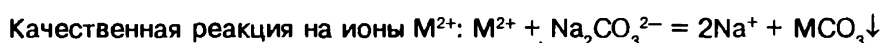


Оксиды MgO и CaO — основные. CaO — негашеная известь, MgO — жженая магнезия

$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ — практически не реагирует

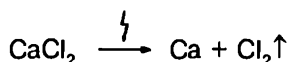


Гидроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — среднее по силе основание. Гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — сильное основание.



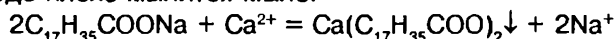
ПОЛУЧЕНИЕ

т.к. металлы IIa подгруппы сильные восстановители, то получение возможно только путем электролиза расплавов солей. В случае Ca обычно используют CaCl_2 (с добавкой CaF_2 для снижения t° плавления)

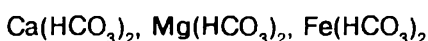


ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

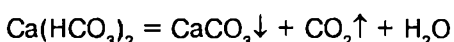
Жесткость воды — наличие в воде растворимых солей Ca^{2+} , Mg^{2+} и др. Обуславливает образование накипи. В жесткой воде плохо мылится мыло:



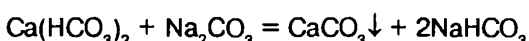
карбонатная — временная



кипятиением



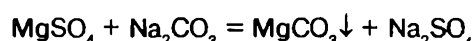
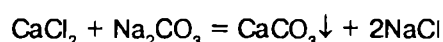
добавлением соды



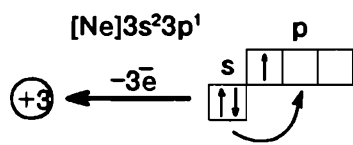
некарбонатная — постоянная



добавлением соды



ПОДГРУППА IIIa. АЛЮМИНИЙ Al

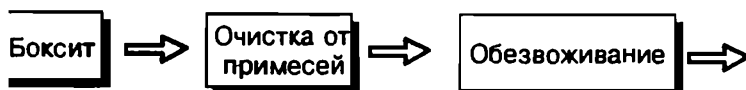


В неметалл
Al } оксиды и гидроксиды
Ga } проявляют амфо-
In } терные свойства
Tl } металлические свойства

Физические свойства: серебристо-белый металл, пластичный, легкий (2,7 г/см³), хорошо проводит тепло и электрический ток. $T_{пл} = 660^\circ\text{C}$

В природе: многие горные породы по своему составу — **алюмосиликаты** (Al, O, Si, щелочные и щелочноземельные металлы)
глины — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$
бокситы — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
нефелины — $\text{KNa}_3[\text{AlSiO}_4]_4$

Получение — электролизом расплава (расходуется около 16 кВт · час на 1 кг Al)



Электролиз Al_2O_3 при 950°C в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

На катоде: $\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}^0$

На угольном аноде (расходуется в процессе электролиза):

$\text{O}^{2-} - 2e = \text{O}^0$;

$\text{C} + \text{O} = \text{CO}$; $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

Химические свойства

Активный металл, восстановитель, устойчив на воздухе и в воде из-за наличия плотной защитной пленки Al_2O_3 .

с простыми веществами

1. $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + Q$ — покрывается пленкой оксида, но в мелкораздробленном виде горит с выделением большого количества теплоты.
2. Алуминотермия — получение металлов: Fe, Cr, Mn, Ti, W и другие, например:
 $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$
3. $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ (Br_2 , I_2) — на холоду
4. $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ — при нагревании
5. $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ — при нагревании

со сложными веществами

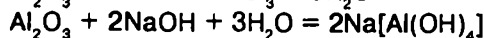
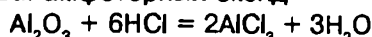
1. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ — после разрушения пленки Al_2O_3
2. Растворяется в щелочах
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
гидроксоалюминат натрия
3. $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
4. С HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 на холоду не реагирует — пассивируется. При нагревании:
 $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
конц.
 $\text{Al} + 6\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
конц.

Соединения со степенью окисления +3

Оксид Al_2O_3 — очень твердый (корунд, рубин), тугоплавкий — 2050°C . Не растворяется в воде

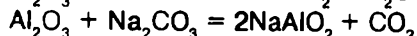
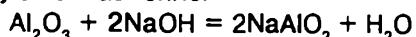
Получение: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Свойства: амфотерный оксид



Для перевода в растворимое состояние

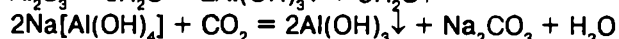
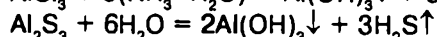
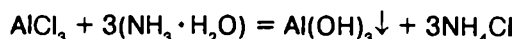
используют сплавление:



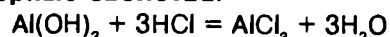
метаалюминат

Гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$

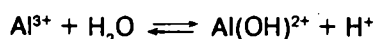
Получение: осаждение из растворов солей



Амфотерные свойства:

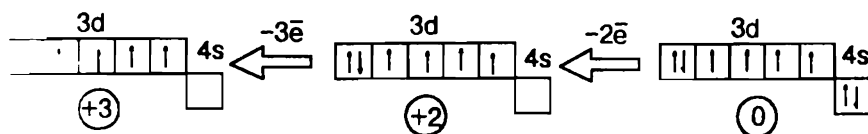


Многие соли **Al(+3)** хорошо растворимы в воде (кроме AlPO_4), они гидролизуются (кислая реакция):



[Ar]3d⁶4s²

Подгруппа VIIIб. ЖЕЛЕЗО Fe



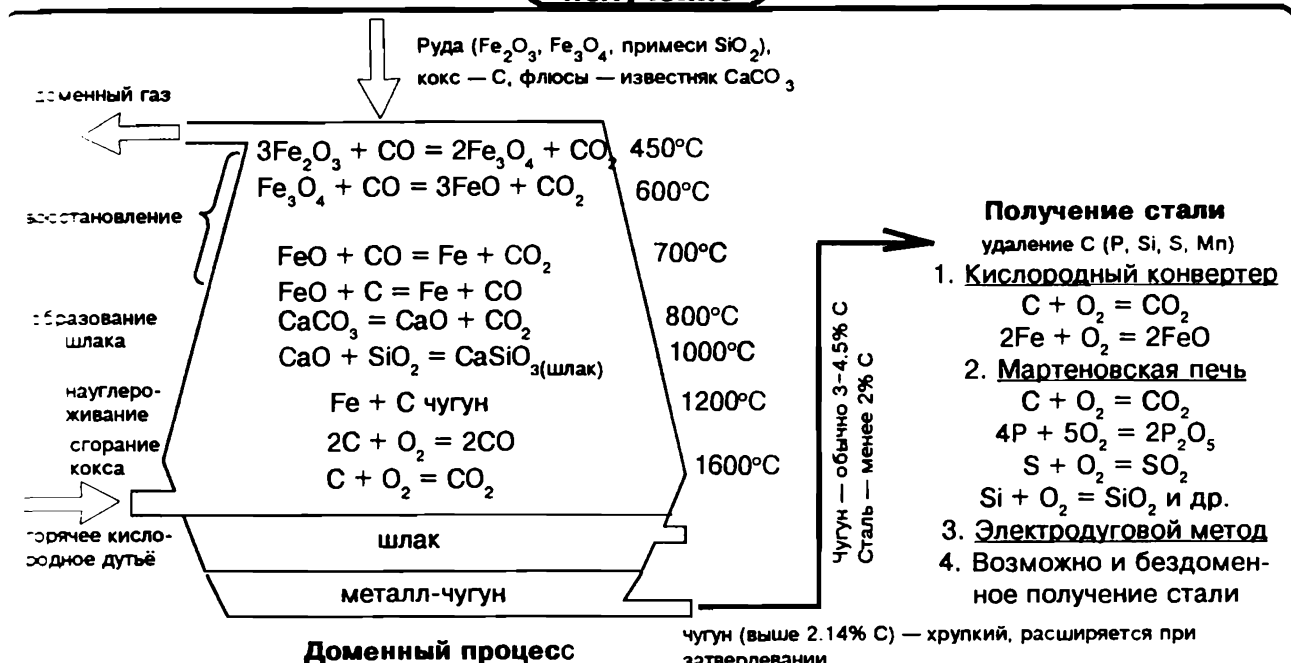
нестабильная полузаполненная d-подоболочка

известны соединения, содержащие железо в других степенях окисления

В природе:

Fe₃O₄ — магнетит (магнитный железняк)
Fe₂O₃ — гематит (красный железняк)
Fe₂O₃ · xH₂O — лимонит (бурый железняк)
FeS₂ — пирит
FeCO₃ — железный шпат (сидерит)
По распространению — 4-й элемент (4,6% по массе) земной коры

получение



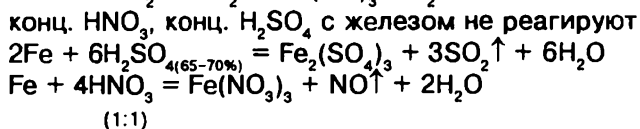
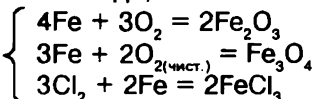
Доменный процесс

Физические свойства: чистое железо — пластичный металл, плотность 7,87 г/см³, t_{пл} 1535°C. Существует α-железо (кубическая объемноцентрированная решетка) и γ-железо (гранецентрированная решетка). α-Fe обладает магнитными свойствами.

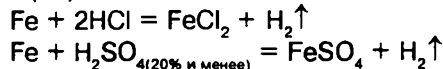
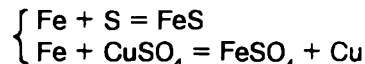
Химические свойства

Железо — металл средней химической активности, **восстановитель**, в сухом воздухе покрывается защитной пленкой оксида, во влажном — ржавеет: Fe + H₂O + O₂ → Fe(OH)₃ · xH₂O.

сильные окислители



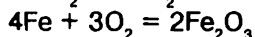
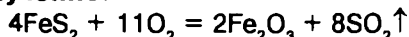
слабые окислители



+3

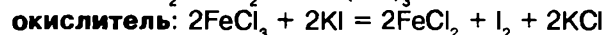
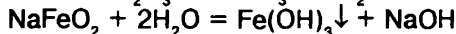
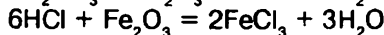
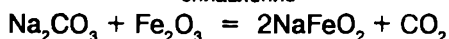
Fe₂O₃ — порошок бурого цвета

Получение:



Fe(OH)₃ — амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств

сплавление



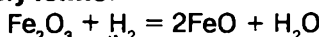
качественные реакции на Fe³⁺



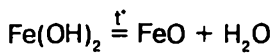
+2

FeO — порошок черного цвета

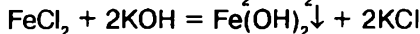
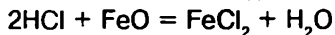
Получение:



оксалат

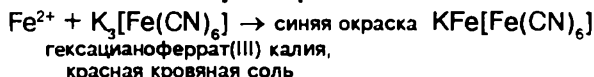


FeO — основной оксид



соединения Fe(+2) на воздухе, как правило, неустойчивы, т.к. обладают восстановительными свойствами и легко окисляются (особенно в щелочной среде)

качественная реакция на Fe²⁺

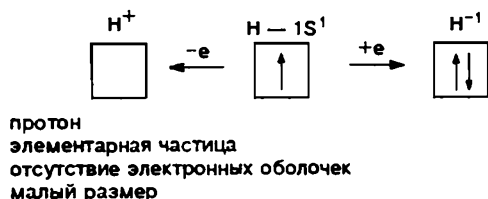


Ia ПОДГРУППА

щелочные металлы

ВОДОРОД Н**VIIa ПОДГРУППА**

галогены



Состоит из **протия** Н (^1H) (99.985%), **дейтерия** D (^2H) и следов радиоактивного **трития** Т (^3H).

Во Вселенной — наиболее распространенный элемент (90% массы Солнца — водород).

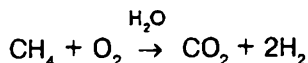
В земной коре — 1% по массе.

Входит в состав воды, метана, нефти, каменного угля.

В свободном виде встречается очень редко

ПОЛУЧЕНИЕ**в промышленности**

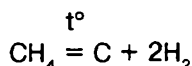
1. Конверсия метана (катализатор, нагрев)



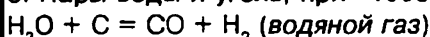
2. Коксовый газ (80% H_2)

3. Крекинг нефти

4. Крекинг метана

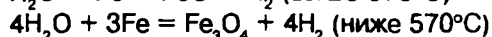
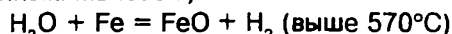


5. Пары воды и уголь, при $\approx 1000^\circ\text{C}$:

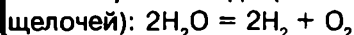


Редко:

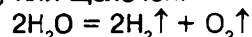
6. Железопаровой способ (водяные пары с раскаленным железом)



7. Электролиз воды (обычно — растворы

**в лаборатории**

1. Электролиз водных растворов солей (Na_2SO_4) или щелочей:



2. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\approx 20\%) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

3. $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$

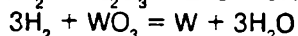
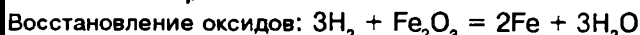
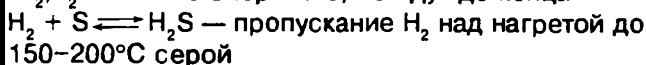
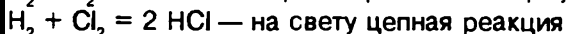
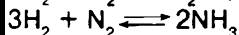
СВОЙСТВА

Химические: при обычных условиях довольно малоактивен (реагирует только с F_2), т.к. молекула H_2 прочна.

восстановитель

1. Потеря электрона — образование протона — H^+ — (в водных растворах — ион гидроксония H_3O^+)

2. Наиболее характерно — **образование полярных ковалентных связей** (валентная оболочка [He])



Оксиды металлов, более активных, чем Fe,

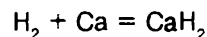
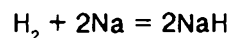
водородом до металла не восстанавливаются.

Физические: газ без цвета и запаха.

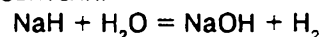
$T_{\text{кип}} -252^\circ\text{C}$. Самый легкий газ. Плохо растворим в воде. Растворяется в некоторых металлах (Pd, Ni), переходя в атомарное состояние.

окислитель

образование гидрид-иона H^- — при взаимодействии со щелочными и щелочноземельными металлами

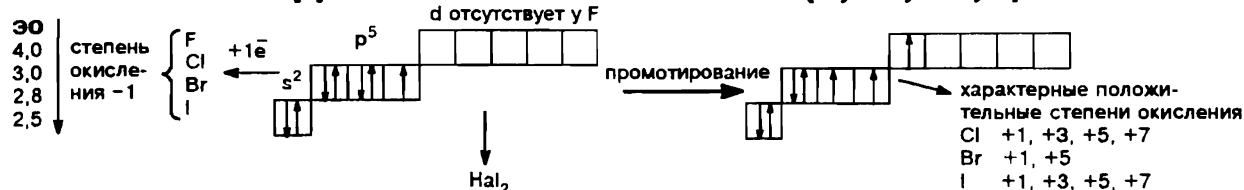


гидриды — ионные соединения, сильные восстановители:



применение: синтез HCl, NH_3 , при восстановлении оксидов некоторых металлов, реакции гидрирования в органической химии, для получения маргарина — гидрирование растительных жиров, синтез метанола CH_3OH и др.

ПОДГРУППА VIIa. ГАЛОГЕНЫ (F, Cl, Br, I)



Физические свойства: F₂ Cl₂ Br₂(ж) I₂(тв)возг.

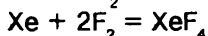
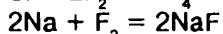
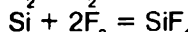
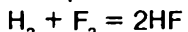
Ткип. °C -108 -35 58 183

размер атома, поляризуемость, интенсивность окраски (от зеленовато-желтой до темно-фиолетовой), энергия межмолекулярного взаимодействия

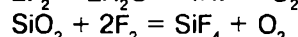
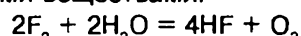
Химические свойства: галогены — сильные окислители, взаимодействуют с металлами, неметаллами, сложными веществами.

F₂ — наиболее реакционноспособен, реакции идут на холоду, при нагревании — даже с участием Au, Pt

С простыми веществами:



Со сложными веществами:



многие металлы в атмосфере фтора загораются.

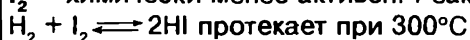
На поверхности Ni, Cu и некоторых других

возникает защитная пленка, реакции прекращаются

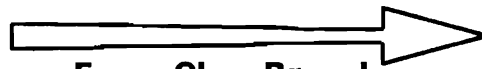
Cl₂ — также сильно реакционноспособен, но в темноте с H₂ не взаимодействует.

Br₂ — реакционноспособен

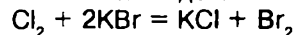
I₂ — химически менее активен. Реакция



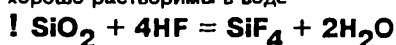
уменьшение окислительной активности



предыдущий вытесняет последующий из галогенидов:



HHal — газы, хорошо растворимы в воде



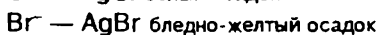
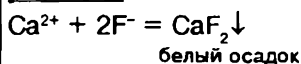
HF HCl HBr HI

увеличивается сила кислоты восстановительная и способность галогенид-иона

Образуют соли:

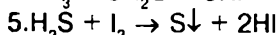
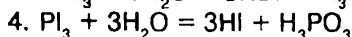
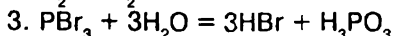
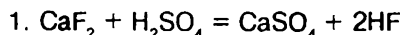
фториды, хлориды, бромиды, иодиды (ионные соединения)

Качественные реакции



нерастворимы в азотной кислоте

Получение HHal:



В природе:

F — флюорит CaF₂, фторапатит 3Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂

Cl — каменная соль NaCl, сильвинит NaCl · KCl

Br, I — в водах, сопутствующих нефти, в водах горьких озер и др.

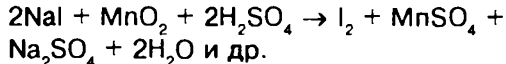
Получение

электролиз фторидов

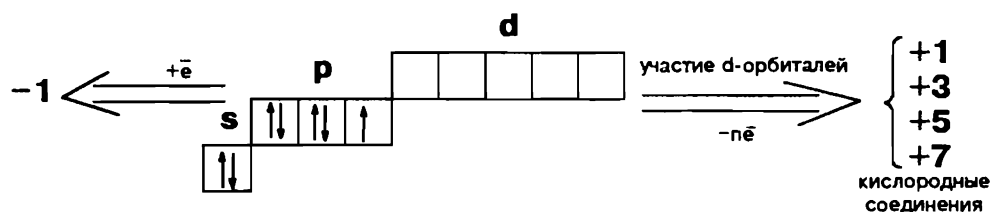
электролиз раствора NaCl, HCl + KMnO₄ и др.

бромиды

иодиды



Подгруппа VIIa. ХЛОР Cl



Физические свойства: $T_{\text{кип}} = -34^\circ\text{C}$, газ зеленовато-желтого цвета, ядовит, немного растворим в воде.

Получение:

в технике: электролиз раствора NaCl;

в лаборатории: $16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
или $2\text{HCl} + \text{CaOCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

**В природе всегда
степень окисления -1**

NaCl — поваренная соль, галит

NaCl, KCl — сильвинит

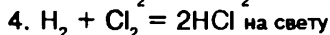
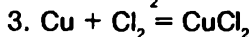
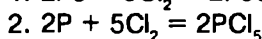
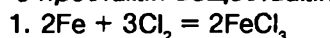
KCl — сильвин

MgCl₂ · KCl · 6H₂O — карналлит

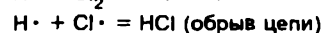
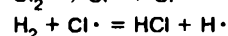
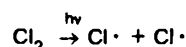
Химические свойства Cl₂:

сильный окислитель

с простыми веществами:



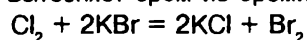
цепной механизм:



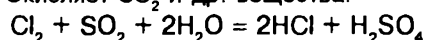
с N₂, C, O₂ — непосредственно не реагирует

со сложными веществами:

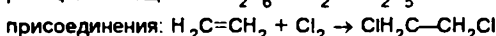
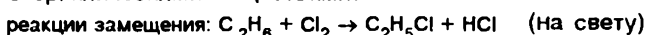
1. Вытесняет бром из бромидов



2. Окисляет SO₂ и др. вещества:



3. С органическими веществами:



4. С водой: $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO} - Q$ (хлорная вода)

5. С растворами щелочей на холоду:



при нагревании:

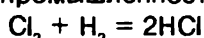


6. С Ca(OH)₂: $\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca(Cl)OCl} + \text{H}_2\text{O}$

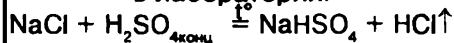
(белильная или хлорная известь)

Получение HCl:

в промышленности:



в лаборатории:

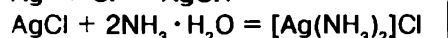


HCl — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (400 л HCl в 1 л воды — макс. 37–40% HCl). Водный раствор — сильная *хлороводородная (соляная) кислота*. Может проявлять восстановительные свойства (за счет Cl⁻):



Соли — хлориды, ионные соединения, хорошо растворимы в воде (кроме AgCl, PbCl₂, Hg₂Cl₂, CuCl)

Качественная реакция: белый творожистый осадок в *кислой* среде:



– 2H₂O ! В отличие от AgBr и AgI,

AgCl растворяется в избытке раствора аммиака.

Кислородные соединения

HClO — хлорноватистая кислота. Очень слабая кислота, сильный окислитель. Соли — гипохлориты NaClO

HClO₂ — хлористая кислота. Средней силы.

Соли — хлориты NaClO₂, KClO₂

HClO₃ — хлорноватая кислота,

соли — хлораты KClO₃

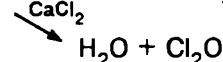
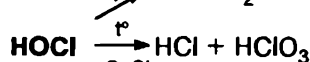
HClO₄ — хлорная кислота, соли

перхлораты KClO₄, NH₄ClO₄

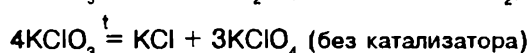
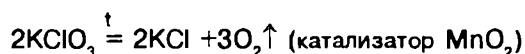
увеличение силы кислоты,
возрастание устойчивости,
ослабление окислительных свойств



сильные
кислоты



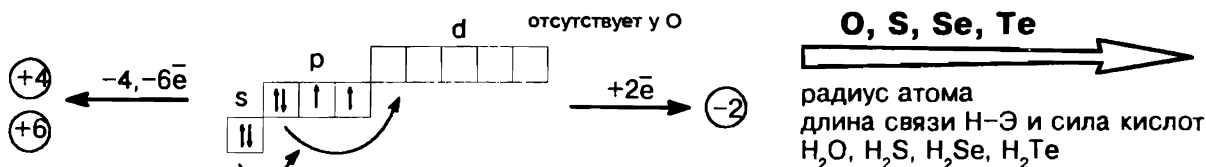
KClO₃ — бертолетова соль, разлагается при нагревании



Применение хлора:

получение HCl, обеззараживание воды, синтез органических соединений, хлорирование руд и др.

ПОДГРУППА VIa. O, S, Se, Te (халькогены — образующие руды [меди])



Сера — твердое кристаллическое вещество желтого цвета, $T_{пл} = 119^\circ\text{C}$, $T_{кип} = 445^\circ\text{C}$, циклич. молекулы S₈, пары: S₈, S₆, S₄, S₂ аллотропия (полиморфизм).

ромбическая ↔ моноклинная ↔ аморфная

Химические свойства на холоду — низкая реакционная способность, при нагревании возрастает

1. как окислитель $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
2. как восстановитель $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ — горит (примесь SO₃)
3. диспропорционирование: $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

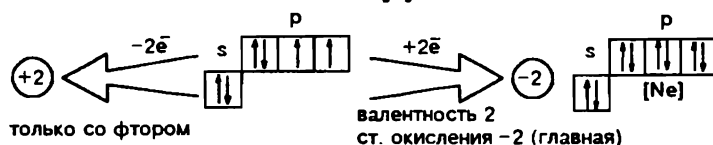
В природе: самородная сера
сульфиды — пирит FeS₂, галенит PbS и др.
сульфаты — CaSO₄ · 2H₂O (гипс) и др.

Получение

1. Очистка самородной серы
2. $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (недостаток O₂)
3. $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

-2	+4	+6
бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в H₂O Получение: $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{S}$ $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ Химические свойства: Водный раствор H₂S — слабая кислота (слабее H₂SO₃) соли сульфиды, растворимы в H₂O только щелочных металлов, Ca²⁺, Ba²⁺ гидросульфиды известны только в растворах гидролиз $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ качественная реакция: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$ черного цвета восстановитель обычно окисляется до S⁰, иногда до S(+4) и S(+6) в зависимости от силы и количества окислителя $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ недостаток O₂ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ избыток O₂ с галогенами $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$ с HNO₃ — зависит от концентрации $\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ и даже со слабыми окислителями $\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{S}$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$	бесцветный газ с резким запахом Получение: 1. $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ — горение серы 2. $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ — обжиг пирита в лаборатории $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} 2\text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Химические свойства: кислотный оксид $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ — сернистая кислота средней силы соли растворимы только сульфиты щелочных металлов, гидролиз гидросульфиты как правило, растворимы SO_2 } окислительно-восстановительная двойственность Na_2SO_3 } восстановитель с окислителями $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ бромная вода, обесцвечивание $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ окислитель с восстановителями $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ диспропорционирование $4\text{K}_2\text{SO}_3 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ (прокаливание) присоединение S: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ тиосульфаты (кипячение раствора с S)	легко переходит в (SO₃)_n $T_{пл} = 16,8^\circ\text{C}$, $T_{кип} = 44,8^\circ\text{C}$ Получение: а) В контактном аппарате, содержащем катализатор V₂O₅, 400–600°C $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + \text{Q}$ б) Поглощением SO₃ в поглотительной башне методом противотока H₂SO₄ получают раствор SO₃ в H₂SO₄ — олеум. Олеум разбавляют до 98% H₂SO₄ серная кислота сильная кислота (при диссоциации по 1-й ступени). Концентрированная — водоотнимающее свойства (обугливание): $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12\text{C} + 11\text{H}_2\text{O}$ сахар окислительные свойства за счет S(+6) $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ с металлами, стоящими после H₂, при t° $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ с активными — смесь $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2, \text{S}, \text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4$ На холоду: пассивирует Fe, Al, Cr Разбавленная — как обычная кислота. окислитель — H⁺ соли гидросульфаты HSO₄⁻ сульфаты SO₄²⁻ Качественная реакция: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ белый осадок не растворимый в кислотах

VIa ПОДГРУППА. КИСЛОРОД O



В природе состоит из ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O . Самый распространенный элемент земной коры (49,1 масс. %). Атмосфера содержит 21% кислорода по объему

Возможны также степени окисления -1 (пероксиды Na_2O_2 , H_2O_2), $-1/2$ (K_2O_4), $+1$ (F_2O_2) и $+2$ (F_2O)

Получение:

в промышленности

Перегонка жидкого воздуха, т.к. $T_{\text{кип}} \text{O}_2 = -183^\circ\text{C}$, а $T_{\text{кип}} \text{N}_2 = -196^\circ\text{C}$

в лаборатории

1. Электролиз водных растворов солей и щелочей $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электр. ток}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (см. получение H_2)
2. Разложение перманганата калия, $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
пероксида водорода, $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (катализатор MnO_2)
бертолетовой соли $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (катализатор MnO_2)
3. Из пероксида бария $2\text{BaO}_2 = 2\text{BaO} + \text{O}_2$

Свойства:

Физические: бесцветный газ, без запаха. $T_{\text{кип}} -183^\circ\text{C}$, в 1 л H_2O растворяется 0.04 г O_2 .
Парамагнитен — втягивается в магнитное поле

Химические: в реакциях со всеми простыми веществами — окислитель. Непосредственно не реагирует с галогенами, инертными газами, Au, Pt, кислородные соединения которых получают косвенными путями

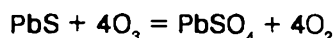
Реакции

с неметаллами	с металлами	со сложными веществами
$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} \text{ } 2000^\circ\text{C}$	сгорают с образованием оксидов $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ (чистый кислород) Al, Cr — тонкая защитная пленка оксида щелочные металлы (кроме Li) при нагревании в сухом O_2 образуют пероксиды: $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ и надпероксиды: $2\text{K} + 2\text{O}_2 = \text{K}_2\text{O}_4$	при горении в избытке кислорода образуются, как правило, соответствующие оксиды: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ при недостатке O_2 — сажа (C), CO... $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ пирит

Газообразный кислород существует в двух аллотропных модификациях — дикислород O_2 и трикислород O_3 (**озон**)

Озон O_3 образуется при электрических разрядах: $\text{O}_2 + \text{энергия} = 2\text{O}$; $\text{O} + \text{O}_2 = \text{O}_3$
суммарно $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3 - 286 \text{ кДж}$

Озон — нестойкое вещество, легко распадающееся, обладает **сильным окислительным действием**

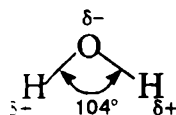


$\text{O}_3 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$ — качественная реакция на озон

ПРИМЕНЕНИЕ O_2 основано на его использовании как окислителя:

в металлургии при **производстве стали и чугуна** $\approx 60\%$ промышленного O_2
для получения **HNO_3 , H_2SO_4 , обжига руд** (например, FeS_2 , CuFeS_2 , PbS и др.)
горение $\text{H}_2 + \text{O}_2$ — при сварке металлов

В ПРИРОДЕ с участием O_2 совершается дыхание — один из важнейших жизненных процессов. Наличие в атмосфере кислорода обеспечивает гниение органических веществ. Содержание кислорода в атмосфере постоянно, т.к. его расход компенсируется образованием кислорода при фотосинтезе: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m + \text{O}_2$
Окисление кислородом углеводов, жиров и белков служит **источником энергии живых организмов**



ВОДА (оксид водорода) H_2O

Высокая ЭО атома О, большой дипольный момент молекулы, прочные водородные связи приводят к сильной ассоциации молекул $(\text{H}_2\text{O})_n$. При 20°C n в среднем 4, при 100°C $n = 1$ и 3% $n = 2$.

Физические свойства:

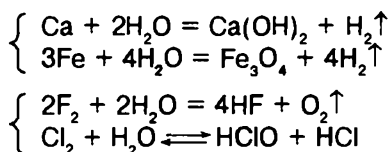
Чистая вода не имеет вкуса, цвета и запаха, в тонких слоях — бесцветная, в толще — голубоватая. Наибольшая плотность при $+4^\circ\text{C}$ — 1 кг/л, при 0°C — 0.998 кг/л, так как согласно

одной из точек зрения $T_{\text{пл.}} 0^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип.}} 100^\circ\text{C}$. Характеризуется высокой теплоемкостью (4.13 кДж/моль $\cdot$ кг $\cdot$ К), высокой теплотой испарения.

Химические свойства:

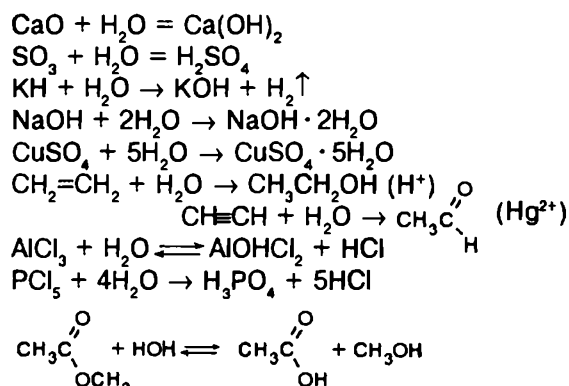
Вода реагирует с простыми веществами:

- ① С щелочными и щелочноземельными, а при нагревании — и с другими металлами
- ② С галогенами



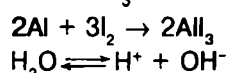
Вода реагирует со сложными веществами:

- ① С оксидами основными
кислотными
- ② С ионными гидридами
- ③ Образование кристаллогидратов
- ④ Гидратация непредельных органических соединений
- ⑤ Гидролиз ионных и ковалентных (в том числе — органич.) соединений



Особые свойства воды:

- ① Вода — катализатор
- ② Вода — очень слабый электролит:



В чистой воде при 22°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, $\text{pH} = 7$

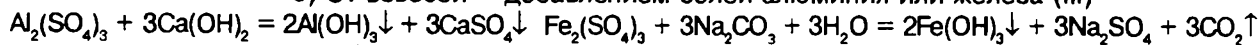
Очистка:

- 1) От крупных частиц — фильтрованием
- 2) От растворенных солей:

временная жесткость — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ или кипячением:
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

постоянная жесткость — $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

- 3) От взвесей — добавлением солей алюминия или железа (III)

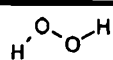


Рыхлые осадки $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ захватывают примеси

- 4) Обеззараживание — хлорирование или озонирование

- 5) В случае необходимости — дистилляция или деминерализация (пропускание через катионит в H^+ форме и анионит в OH^- форме)

Пероксид водорода H_2O_2



— жидкость. Обычно в фармакологии (антисептик) 3%-ный водный раствор или 30%-ный раствор в промышленности (пергидроль). Легко разлагается при хранении, при нагревании и на свету. Разложение катализирует MnO_2 : $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Получение: $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}_2$; $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

пероксид

надсерная к-та

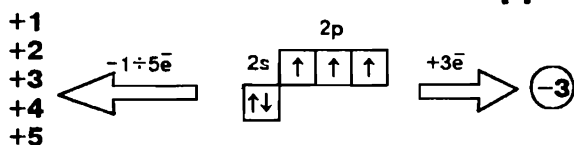
Свойства: 1) Очень слабая кислота: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$, соли — пероксиды $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

2) окислитель: $\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}^{-2}$

3) восстановитель: $5\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2$

Применение H_2O_2 и пероксидов: отбелка различных материалов, хим. промышленность, окрашивание, медицина, поглощение CO_2 : $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

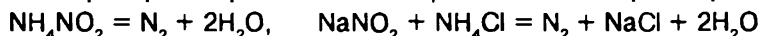
Va ПОДГРУППА. АЗОТ N



В природе: 0.01% массы земн. коры, 78.1% по объему атмосферного воздуха. NaNO_3 , KNO_3 — селитры

Получение: ① в промышленности — фракционирование жидкого воздуха ($t_{\text{кип}} \text{O}_2 = -183^\circ\text{C}$, $\text{N}_2 = -196^\circ\text{C}$)

② в лаборатории — разложение нитрита аммония при нагревании:



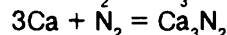
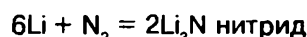
СВОЙСТВА

Физические: газ без цвета, запаха и вкуса, $t_{\text{кип}} = -196^\circ\text{C}$, плохо растворим в воде (2.3 мл в 100 мл H_2O при 0°C)

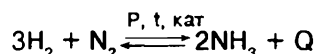
Химические: молекула $\text{N}\equiv\text{N}$ очень устойчива (прочная тройная связь, $E = 942 \text{ кДж/моль}$)
низкая реакционная способность

Восстановитель: высокая температура (эл. дуга, 3000°C) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - Q$ «замороженное» равновесие, продувка через разряд

Окислитель: при комнатной температуре — только с Li, при нагревании — с другими металлами



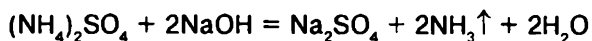
Реагирует с водородом. При давлении 20–40 МПа, температуре $400\text{--}500^\circ\text{C}$ и в присутствии катализатора — железа, активированного различными добавками.



Аммиак NH_3

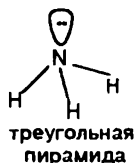
В промышленности: см. выше $\text{H}_2 + \text{N}_2$

В лаборатории: нагрев солей аммония со щелочами или нагревание $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$



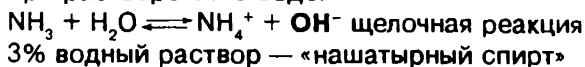
Физические свойства: бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (при 20°C 700 л NH_3 в 1 л H_2O)

Химические свойства:

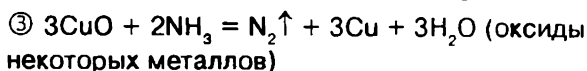
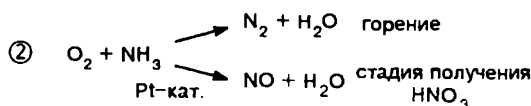
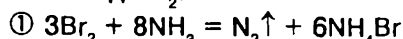


$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$ — ион аммония
донорно-акцепторное взаимодействие, присоединяет $\text{H}^+ \rightarrow$ ион аммония

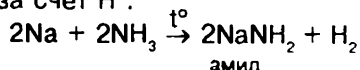
Основание: при реакции с кислотами — соли $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ хлорид аммония при растворении в воде:



3% водный раствор — «нашатырный спирт»
Восстановитель: за счет N^{3-} , окисляется обычно до N_2 :



Окислитель: за счет H^+ :

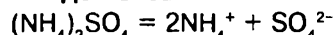


Соли аммония NH_4^+

NH_4^+ — ведет себя как катион щелочного металла

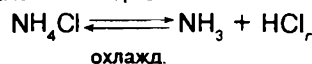
Соли аммония хорошо растворимы в воде

В водных растворах соли аммония существуют в виде ионов:

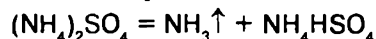


Разложение при нагревании:

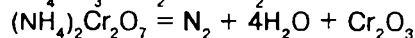
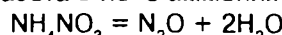
① если кислота летучая, а анион — неокислитель: нагрев



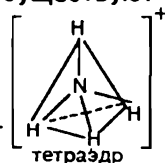
② если кислота нелетучая, а анион — неокислитель, то происходит частичное разложение: t°



③ если анион — окислитель, то происходит окисление азота в ионе аммония:



Качественная реакция на ион NH_4^+ — выделение аммиака при реакции солей аммония со щелочами:



Азотные удобрения

Аммиачная вода NH_3 ,

Селитры NaNO_3 , KNO_3 , NH_4NO_3

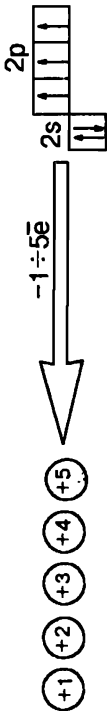
Сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Карбамид (мочевина) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА



строение молекулы азотной кислоты

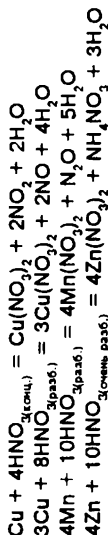


Положительные степени окисления

+① Оксид азота (I), N₂O Получение: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ бесцветный газ со сладковатым запахом, заметно расширяется в H₂O несолеобразующий >500°C — разлагается $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ поэтому окисляет вещества, реагирующие с O₂ $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{N}_2\text{O} + \text{C} = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2$	+② Оксид азота (III), NO Получение: в промышленности (стадия производства HNO₃) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ в лаборатории $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(30-35\%) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ бесцветный газ, трудно сжимаемый, плохо растворим в H₂O несолеобразующий окислительно-восстановительная двойственность восстановитель: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ окислитель: $2\text{NO} + 2\text{SO}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{N}_2$ в водном растворе: $2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	+③ Оксид азота (III), N₂O₃ Получение: $\text{NO}_2 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$ нестоек со щелочами $\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ нитрит натрия HNO₂ — кислота средней силы, неустойчивая кислота диспропорционирует $2\text{HNO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 + \text{NO}$ При растворении в воде — $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ кислотный оксид бурый газ +140°C бесцв. кристалл.	+④ Оксид азота (IV), NO₂ Получение: $1. 2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2. \text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ конц. $3. 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ -11,2°C $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ бурий газ +140°C бесцв. кристалл. кислотный оксид	+⑤ Оксид азота (V), N₂O₅ Получение: $1. 6\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{N}_2\text{O}_5$ дегидратация HNO₃ $2. 2\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$ бесцветные нестойкие кристаллы >0° $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ Кислотный оксид $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ сильный окислитель Азотная кислота HNO₃ Получение: В лаборатории $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3\uparrow$ В промышленности $1) 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2) 2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 \text{ (при охлаждении)}$ $3) 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3 \text{ (под давлением O}_2\text{)}$
--	---	--	--	---

Химические свойства HNO₃

сильная кислота, окислитель: $\text{HNO}_3 \Rightarrow \text{NO}_2 \Rightarrow \text{NO} \Rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{NO} \Rightarrow \text{N}_2\text{O} \Rightarrow \text{N}_2 \Rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

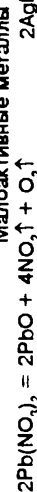


Неметаллы: окисляются до соответствующих кислот, HNO₃ ⇒ NO₂ или NO (в зависимости от разбавления)

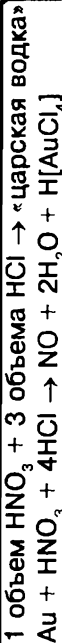
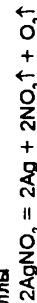


Нитраты — хорошо растворимы в воде. Разлагаются при сильном нагревании.

II(щелочные и щелочноземельные металлы): N₂NO₃, 2NaNO₃, KNO₃



Малоактивные металлы

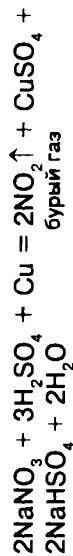


Смесь продуктов в зависимости от активности металла и концентрации HNO₃. Концентрированная HNO₃ пассивирует (на холоду) Fe, Al, Cr

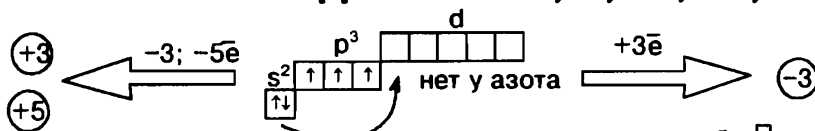
Физические свойства

Бесцветная жидкость, при -42°C переходит в кристаллическое состояние, с H₂O смешивается в любых соотношениях

Качественная реакция на ион NO₃⁻



Va ПОДГРУППА. N, P, As, Sb, Bi. ФОСФОР P



известны и другие степени окисления

Фосфор: несколько аллотропных модификаций
 Белый (желтый) фосфор, молекулярное строение P_4 , t_m 44°C, сильно ядовит, растворим в CS_2 , C_2H_5OH и др.
 Окисление белого фосфора на воздухе сопровождается свечением. Химически активен.
 Красный фосфор } полимерное строение, не ядовиты,
 Черный фосфор } нерастворимы в воде и органических растворителях

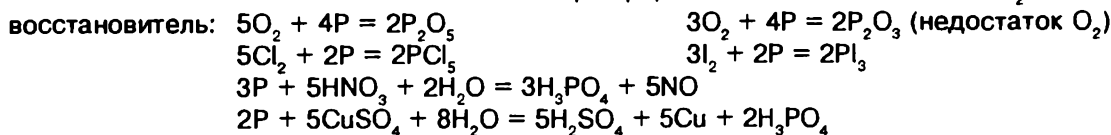
Белый фосфор $\xrightleftharpoons[\text{нагревание, пониж. давление}]{\text{нагревание, пов. давление}}$ Красный фосфор



В природе: земн. кора 0.1%. В свободном виде не существует. Фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$, фторапатит — $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ и др.

Получение: $2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 = 10CO \uparrow + 6CaSiO_3 + P_4 \uparrow$ (электр. печь)

Химическая активность фосфора значительно выше, чем N



окислитель: $2P + 3Mg = Mg_3P_2$ (фосфид магния)

-3 соединения с водородом — менее устойчивы, чем у N +3 кислородные соединения более устойчивы, чем у N +5

Фосфиды: Ca_3P_2
 $3Ca + 2P = Ca_3P_2$
фосфин: PH_3
 $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3 \uparrow$
 фосфин — ядовитый газ, бесцветен, плохо растворим в H_2O , нестойк.
 PH_3 — более слабое основание, чем NH_3
 $PH_3 + HI = [PH_4]I$ — в воде соли фосфония полностью гидролизуются.
 PH_3 — **сильный восстановитель**
 $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$

PCl_3 , P_2O_3
 Образуются при недостатке окислителя
 $2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$
 $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$
кислотный оксид P_2O_3 :
 $4NaOH + P_2O_3 = 2Na_2HPO_3 + H_2O$
 $P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$
 двухосновная фосфористая кислота средней силы

соли — фосфиты (Na_2HPO_3 и др.)
восстановитель:
 $P_2O_3 + O_2 = P_2O_5$

соединения фосфора в этой степени окисления наиболее устойчивы, поэтому не проявляют окислительных свойств
 P_2O_5 — белый порошок, получают сгоранием P в избытке O_2 :
 $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
 сильное **водоотнимающее** действие
 $6HNO_3 + P_2O_5 = 2H_3PO_4 + 3N_2O_5$
кислотный оксид
 $3BaO + P_2O_5 = Ba_3(PO_4)_2$
 $6NaOH + P_2O_5 = Na_3PO_4 + 3H_2O$
при растворении в H_2O
 $P_2O_5 + H_2O \rightarrow (HPO_3)_n$
метафосфорная кислота $n \geq 4$
 $H_4P_4O_{12} + 2H_2O = 2H_4P_2O_7$
пирофосфорная кислота

Ортофосфорная кислота — кислота средней силы, окислительной силы за счет P(+5) не имеет.

Ряды солей: средние фосфаты (K_3PO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$ и др.); гидрофосфаты ($CaHPO_4$, K_2HPO_4) и дигидрофосфаты ($Ca(H_2PO_4)_2$, KH_2PO_4 и др.)
 Средние фосфаты, кроме фосфатов щелочных металлов, в воде нерастворимы.

Гидролиз: $PO_4^{3-} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HPO_4^{2-}$

Осажденная реакция: в нейтральной среде $3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4$

белый осадок

Получения:

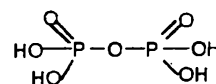
$Ca_3(PO_4)_2$ — белый фосфорит, «фосфоритная мука» — нерастворим в воде

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ — суперфосфат

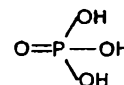
$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$ — двойной суперфосфат

$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ — преципитат, нерастворим в H_2O , растворим только в кислых почвах

$3NH_3 + 2H_3PO_4 = NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2HPO_4$ — аммофос
 + соль K — аммофоска



$H_4P_2O_7 + H_2O = 2H_3PO_4$
ортофосфорная или просто фосфорная кислота

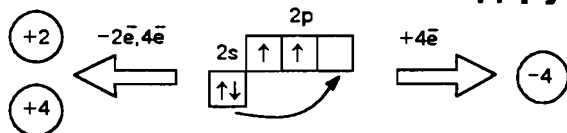


PCl_5 — легко гидролизуется:
 $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$

В промышленности:

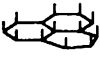
$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4 \downarrow$ экстракционная фосфорная кислота

IVa подгруппа. УГЛЕРОД С



В природе: органические вещества, CO_2 , CaCO_3 — известняк, мел, мрамор
 MgCO_3 — магнезит
 FeCO_3 — железный шпат и др.

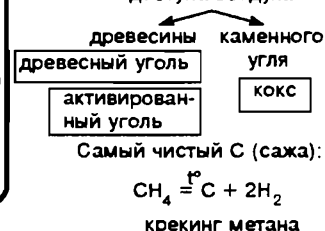
Физические свойства: 4 аллотропные модификации

алмаз sp^3 -гибридизация, тетраэдрические σ -связи прочные, ковалентные, поэтому очень тверд. Изолятор. $\rho = 3.51 \text{ г/см}^3$	 графит sp^2 -гибридизация, слоистая структура, большое расстояние и непрочные связи между слоями, поэтому мягкий. Хорошая электропроводимость. $\rho = 2.22 \text{ г/см}^3$	карбин sp -гибридизация $\text{—C}\equiv\text{C—C}\equiv\text{C—}$ =C=C=C=C= линейный полимер, твердое вещество	  фуллерит состоит из фуллеренов C_{60} , C_{70} и др., имеющих форму сферы или сфероида. Растворим в орг. растворителях. Получают при испарении графита в атм. Не и др. методами.
---	---	---	---

Химические свойства

малоактивен, на холоду реагирует только с $\text{F}_2 \rightarrow \text{CF}_4$ восстановительные ← слабо выражены → окислительные	
1) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ — ниже 500°C	1) $\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ карбид кальция
2) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$ выше 1200°C	(др. способ $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$)
$\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2$ ок. 1000°C	
3) $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$ при нагревании	
4) $4\text{HNO}_3 + 3\text{C} = 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	2) $2\text{H}_2 + \text{C} = \text{CH}_4$ и др. углеводороды

получение



—4 и др.

+2

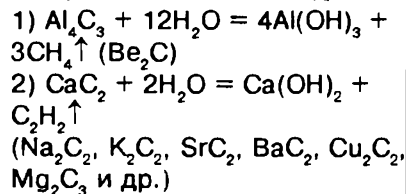
+4

Углеводороды (CH_4 , C_2H_2 , C_6H_6 и др.)

Карбиды — получают при непосредственном взаимодействии С с металлами, или оксидами металлов.
2 группы карбидов.

I Карбиды металлического характера — карбиды переходных металлов (Fe_3C и др.). Электронная проводимость, металлический блеск, хим. инертность, термостойкость.

II Ионные карбиды — более электроположительные металлы. Бесцветны, прозрачны, не проводят электрический ток, полный гидролиз:



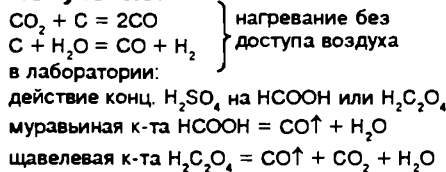
При гидролизе — ацетилен C_2H_2 , пропин C_3H_4 и др.

Оксид углерода (II), CO угарный газ

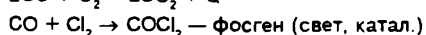
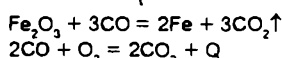
донорно-акцепторное взаимодействие
 $:\text{C}\equiv\text{O}:$

высокая прочность связи, 1080 кДж/моль. Бесцветный газ без запаха, ядовит, т.к. соединяется с гемоглобином крови. Плохо растворим в H_2O .

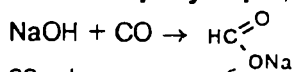
Получение:



восстановитель



несолеобразующий, но при 200°C



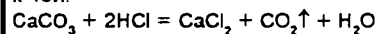
CO с d-элементами образует прочные комплексы — **карбонилы** $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$ и др.

Оксид углерода (IV) CO_2

$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ углекислый газ
 неполярная, линейная молекула. Без цвета и запаха, растворим в H_2O (880 мл в 1 л H_2O). При давлении 50 атм сжижается. -76°C — «сухой лед»

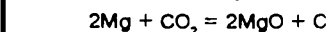
Получение:

в промышленности — обжиг известняка, конверсия метана и др.
 в лаборатории — вытеснение сильной к-той:

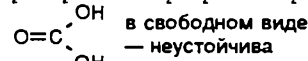
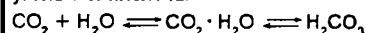


Окислительные свойства

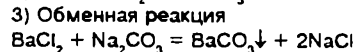
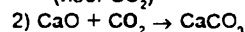
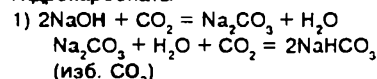
выражены слабо. Обычно CO_2 не поддерживает горения. Только при высоких температурах реагирует с металлами, сходство к кислороду которых больше, чем у С



Кислотный оксид. При растворении в H_2O образуется небольшое количество слабой угольной кислоты

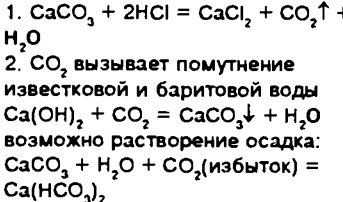


Получение солей угольной кислоты: соли угольной кислоты — карбонаты и гидрокарбонаты



качественная реакция

«вскипание» (сильная кислота)

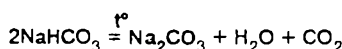


СОЛИ

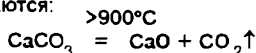


карбонаты
 растворимы в H_2O — только щелочных и NH_4^+
 сильный гидролиз

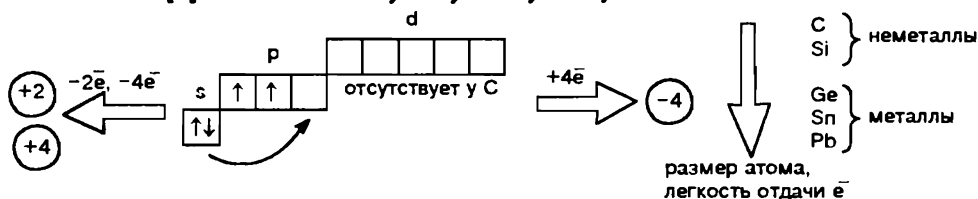
гидрокарбонаты
 хорошо растворимы, неустойчивы (кроме NaHCO_3),



карбонаты щелочных металлов плавятся без разложения, остальные карбонаты при нагревании разлагаются:



IVa ПОДГРУППА C, Si, Ge, Sn, Pb. КРЕМНИЙ Si



КРЕМНИЙ

кристаллический — темно-серый, алмазоподобная структура, sp^3 -гибридизация, металлический блеск, полупроводниковые свойства. Химически инертен. Плотность $2,33 \text{ г/см}^3$, $t_{пл} 1415^\circ\text{C}$

«аморфный» кремний — высокодисперсный бурый порошок, более реакционноспособен, чем кристаллический

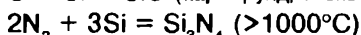
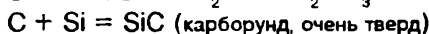
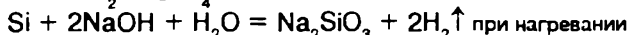
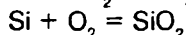
В природе: 2-е место по распространенности (27.6% массы земной коры). Кремнезем — SiO_2 (песок, кварц). Силикаты и алюмосиликаты: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ полевошпат, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ глины и мн. др.

Химические свойства

сравнительно инертен, реагирует преимущественно с сильными окислителями или восстановителями,

как правило, требуется высокая температура:

как восстановитель: $\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4 \uparrow$ (при комнатной температуре)

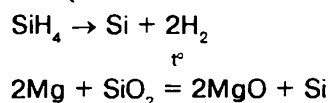
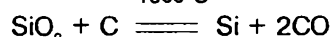


как окислитель: $2\text{Ca} + \text{Si} = \text{Ca}_2\text{Si}$ силицид кальция

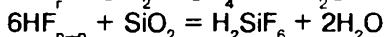
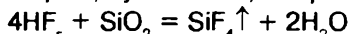
во многих металлах Si заметно растворяется без химического взаимодействия

Получение:

1800°C

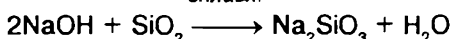


+4 SiO_2 — оксид кремния (IV), существует в нескольких кристаллических модификациях, тугоплавок, инертен, но реагирует с HF:

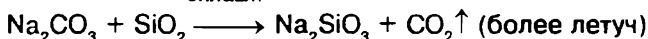


Кислотный оксид:

сплавл.



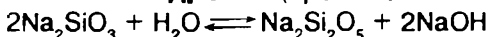
сплавл.



Высокодисперсный SiO_2 , образующийся при горении кремнийводородов, измельчении горных пород и др. опасен, т.к. при попадании в лёгкие вызывает силикоз.

Силикаты — соли кремниевых кислот. Силикаты Na, K растворимы в воде. Их называют жидким стеклом (силикатный клей).

Сильный гидролиз (кремниевые кислоты — оч. слабые)



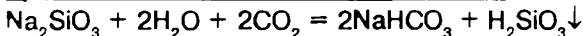
метасиликат

соли поликремниевых

натрия

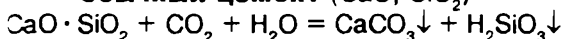
кислот — диметасиликат Na и т.п.

Кремниевые кислоты слабее угольной:



Цементы: прокаливание во вращающихся печах, в газовом пламени смеси глины $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$, известняка CaCO_3 и др.

обычный цемент (CaO , SiO_2)



схватывание — за счет CO_2 из воздуха

портланд-цемент

смесь Ca_3SiO_5 , Ca_2SiO_4 , $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ и др.

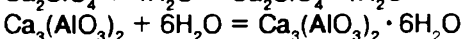
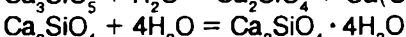
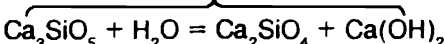
схватывание — за счет гидратации

Стекло: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \rightarrow t^\circ\text{C}$,

сплавление, обычное оконное стекло



замена части CaO на PbO — хрустальное стекло



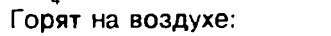
-4 кремнийводороды

(силаны) SiH_4 , Si_2H_6 и др.

Получают из силицидов:

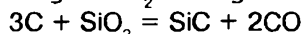
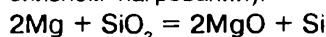


Горят на воздухе:



силициды: Mg_2Si , Ca_2Si и др.

Окислительных свойств SiO_2 не проявляет, исключения (при сильном нагревании):



Кремниевые кислоты

$n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$:

H_4SiO_4 — ортокремниевая

H_2SiO_3 — метакремниевая

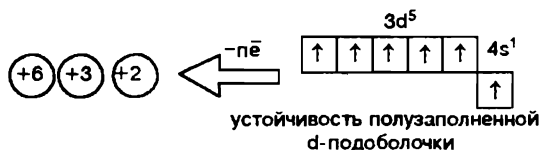
$\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ — диметакремниевая, и т.д.

Нестойкие при нагревании:

$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$ — образуется силикагель (развитая поверхность — адсорбент, осушитель)

VIБ ПОДГРУППА. ХРОМ Cr

[Ar]3d⁵4s¹



В природе:

в земной коре $8 \cdot 10^{-3}$ масс.% Cr
Важнейшие минералы: хромит FeCr_2O_4
мангохромит $(\text{Mg,Fe})\text{Cr}_2\text{O}_4$

Получение:

- 1) Электролиз растворов солей
- 2) Аллюминотермия: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$

Физические свойства:

голубовато-серебристый металл, плотность $7,2 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{пл.}} = 1890^\circ\text{C}$, хрупкий. На воздухе устойчив.

Химические свойства:

металл средней активности, в электрохимическом ряду — ...Zn Cr Fe... H₂...

покрыт плотной защитной пленкой Cr_2O_3 и поэтому довольно инертен

с простыми веществами:

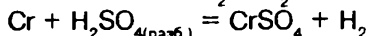
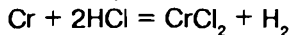
При обычных условиях реагирует только со F₂.

При нагревании — с Cl₂, Br₂, S, O₂ и др.:

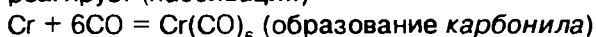


со сложными веществами:

Cr реагирует с кислотами — неокислителями



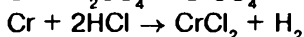
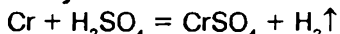
с конц. и разб. HNO₃, царской водкой — не реагирует (пассивация)



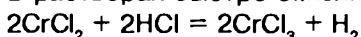
+2

Соединения малоустойчивы, легко окисляются

Получение:

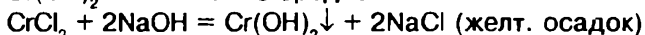


В растворах быстро окисляются до Cr(+3):



CrO — основной оксид.

Cr(OH)₂ — основание средней силы:



Соединения Cr(+2) — сильные восстановители

+3

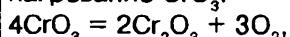
Оксид Cr₂O₃

— тугоплавкие темно-зеленые кристаллы, практически не растворимые в воде, кислотах, растворах щелочей.

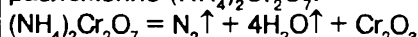
Получение:

сжигание Cr в O₂,

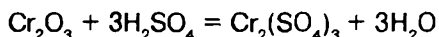
нагревание CrO₃:



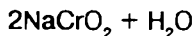
разложение (NH₄)₂Cr₂O₇:



Полученный при невысоких температурах Cr₂O₃ амфотерен



сплавление: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} =$

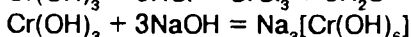
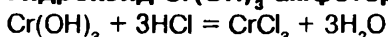


раствор: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} =$ окислитель:



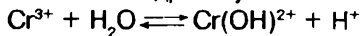
Cr₂O₃, прокаленный при высоких температурах, не реагирует ни с кислотами, ни с основаниями.

Гидроксид Cr(OH)₃ амфотерен:



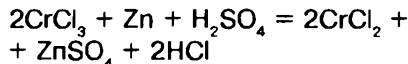
В воде хромит-ионы зеленого цвета.

Ионы Cr³⁺ гидролизуются:

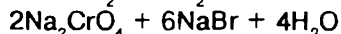


Окислительно-восстановительная двойственность

окислитель:



восстановитель:

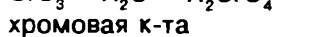
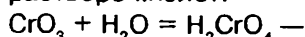


+6

Оксид CrO₃

кислотный оксид

легкоплавкие темно-красные кристаллы. Легко растворяются в воде с образованием существующих только в растворе кислот:



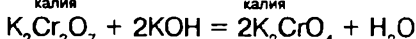
Равновесие

хромат $\rightleftharpoons$ дихромат определяется pH



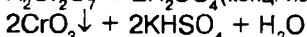
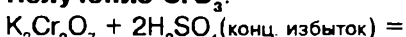
желтый хромат калия

оранжевый дихромат калия

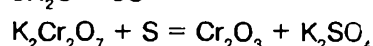
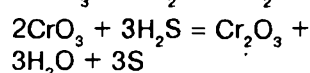
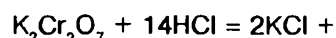


хроматы канцерогенны!

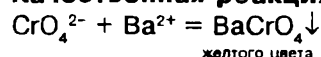
Получение CrO₃:



Сильные окислители

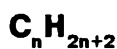


Качественная реакция



желтого цвета

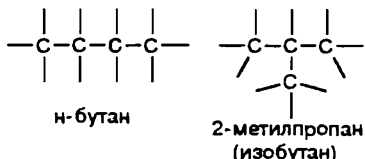
ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ, ПАРАФИНЫ)



CH₄ — метан C₅H₁₂ — пентан
C₂H₆ — этан C₆H₁₄ — гексан
C₃H₈ — пропан C₇H₁₆ — гептан
C₄H₁₀ — бутан C₈H₁₈ — октан

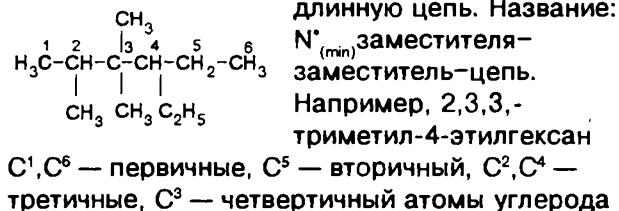
Возможна **изомерия** углеродного скелета:

Изомеры — соединения, одинаковые по составу и молекулярной массе, но различающиеся по строению или расположению атомов в пространстве (по свойствам).



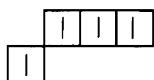
соединения, состоящие из С и Н, в которых все связи атомов С, не затраченные на образование одинарных связей С—С, **насыщены** атомами Н

Номенклатура: сначала выбирают самую длинную цепь. Название:



Физические свойства: CH₄ — бесцветный газ, t_{кип} = -162°C. C₂—C₄ — газы; C₅—C₁₅ — жидкости (при обычных условиях), далее — тв. вещества. t_{кип} предельных углеводородов с неразветвленной цепью выше, чем t_{кип} у соответствующих углеводородов с разветвленной цепью.

Строение:



возбужд. сост. атома С

sp³-гибридизация 4 эквивалентн. σ-связи С—Н, направленные к вершинам тетраэдра, ∠ 109°28' возможно свободное вращение вокруг связи С—С

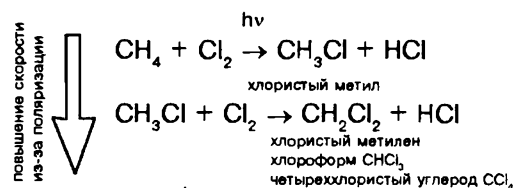
Химические свойства: связи С—С и С—Н прочные, характеризуются низкой поляризуемостью, поэтому **свободнорадикальный механизм** реакций: CH₃:H → CH₃· + H·

С—Н-связь ↙

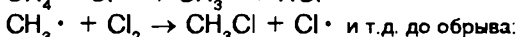
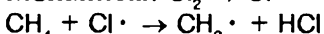
↓ окисление

↘ С—С-связь

Реакции свободнорадикального замещения (свет, нагрев):



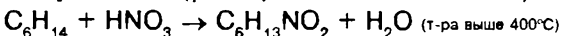
Механизм: Cl₂ $\xrightarrow{h\nu}$ Cl· + Cl·



для гомологов $\begin{cases} CH_3CHBrCH_3 \text{ 90\%} \\ CH_3CH_2CH_2Br \text{ 10\%} \end{cases}$

третичный > вторичный > первичный

Нитрование (реакция М.Н. Коновалова):

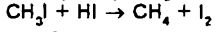
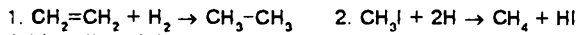


Дегидрирование:

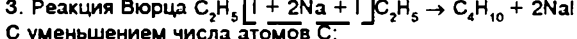


Получение (природный газ, нефть):

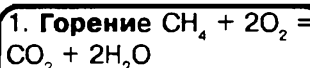
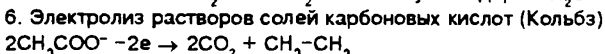
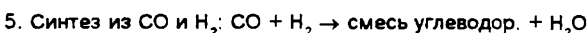
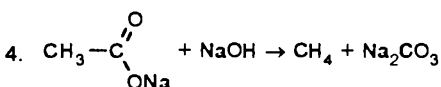
Без изменения числа атомов С:



или с увеличением числа атомов С:

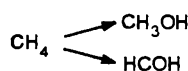


С уменьшением числа атомов С:

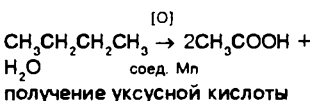


смеси с воздухом взрывоопасны

2. Каталитическое окисление (промышленность)

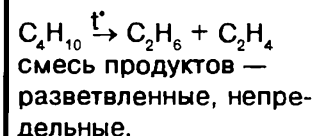
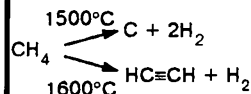


Гомологи — с разрывом С—С связи:



Крекинг

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



Циклопарафины: углеводороды, в которых атомы



С образуют цепь (цикл), связи насыщены атомами Н

Названия: Цикло + алкан

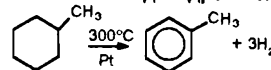


метилциклобутан транс-1,2-диметилциклопропан

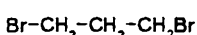
Изомерия: углеводородного скелета + пространственная
Химические свойства: подобны парафинам. Характерно свободнорадикальное замещение.

Следует отметить:

1. Для циклогексанов — легкая дегидрогенизация



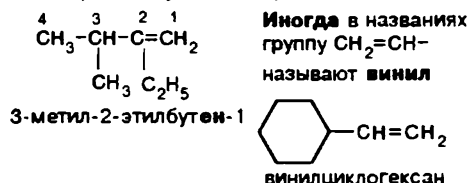
2. Легкое разрушение 3-4-членных циклов: $\triangle + Br_2 \rightarrow$



НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ, ОЛЕФИНЫ)

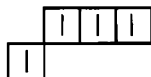
C_nH_{2n}
углеводороды, содержащие двойные (C=C) связи

Номенклатура: систематическая (ИЮПАК)
от названия соответствующих насыщенных углеводородов **ан** → **ен** (N^o_(min))



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

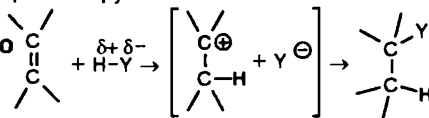
Строение:



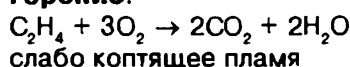
sp²-гибридизация, ∠ 120°. 2p-электрона соседних атомов C образуют π-связь вне линии σ связи C—C. Поэтому нет вращения вокруг связи C=C.

легкость электрофильного присоединения

π-связь более реакционноспособна, чем σ-связь

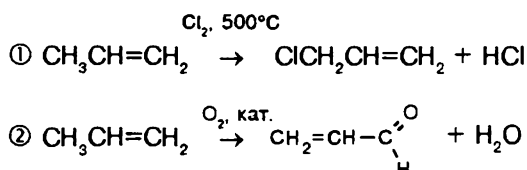


Горение:



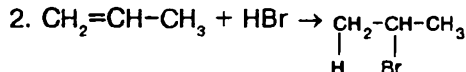
Реакции соседней с C=C связью группы

Активация C=C связью соседнего радикала. Энергия связи C—H в пределах ≈380–420 кДж/моль, а у соседней с C=C ≈320 кДж/моль. Возможно:



Реакции присоединения по связи C=C

1. CH₂=CH₂ + Br₂ → BrCH₂CH₂Br 1,2-дибромэтан протекает легко — обесцвечивается бромная вода



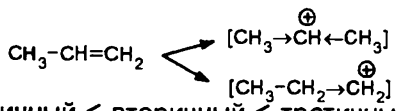
Правило Марковникова: атом H из HNaI присоединяется к атому C с наибольшим числом атомов H

Причины:

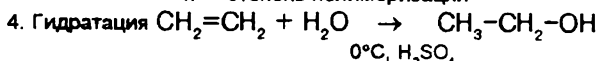
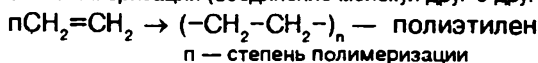
① сдвиг электронов в несимметричной молекуле к C=C-связи, т.к. электроотрицательность C_{sp} > C_{sp²} > C_{sp³}



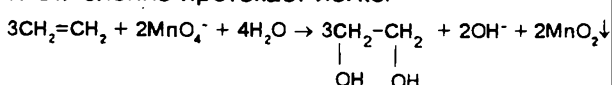
② большая устойчивость промежуточного карбокатиона



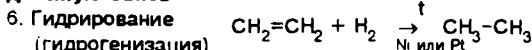
3. Полимеризация (соединение молекул друг с другом):



5. Окисление протекает легко:

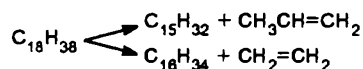


обесцвечивание p-ра — качественная реакция на двойную связь



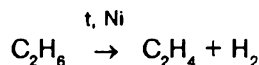
Получение:

① при крекинге нефтепродуктов:

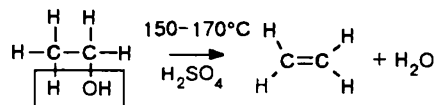


② этилен содержится в газе, выделяющемся при коксовании каменного угля

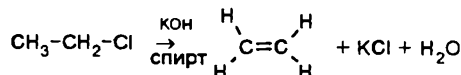
③ дегидрогенирование предельных углеводородов:



④ из спиртов — дегидратация:

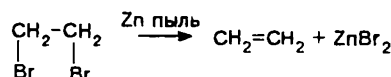


⑤ из моногалогенных производных:



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

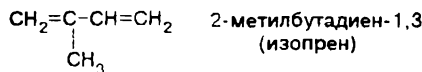
⑥ из дигалогенпроизводных:



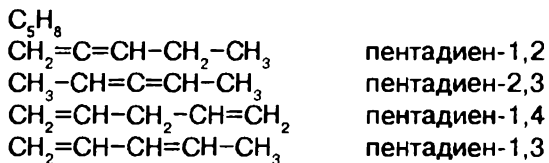
ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ C_nH_{2n-2}

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

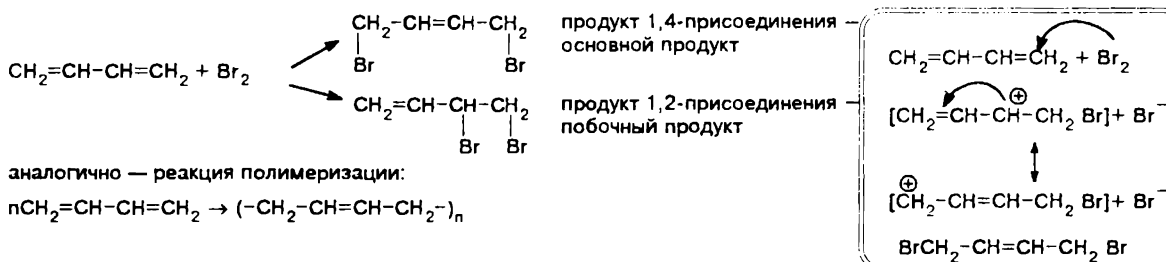
Номенклатура: такая же, как у алкенов, но
ен → **диен**



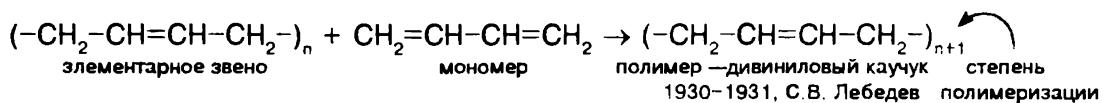
Наибольшее практическое значение имеют 1,3-диены с **сопряженными** C=C связями (группами C=C-C=C)



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

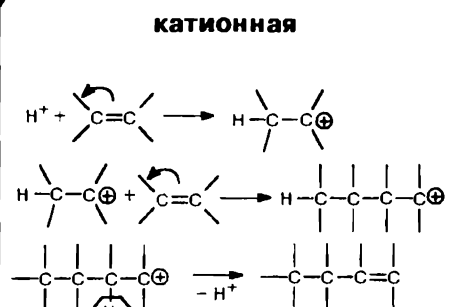
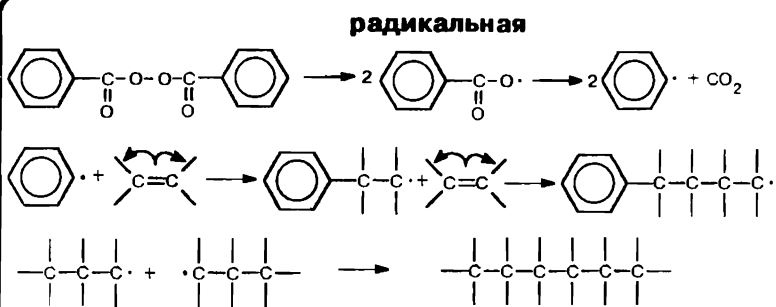


ПОЛИМЕРЫ: Высокомолекулярные соединения, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок (мономерных звеньев)

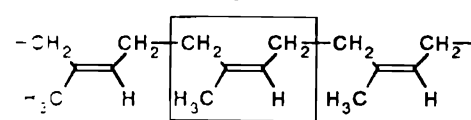


Полимеризация: Процесс синтеза полимера путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи.

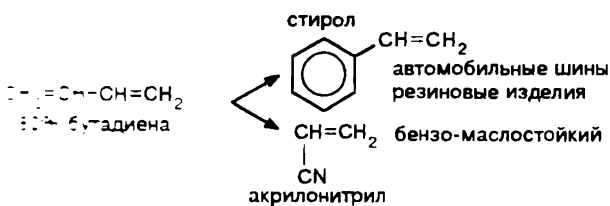
Механизм: радикальный, катионный и анионный



природный каучук — изопреновые

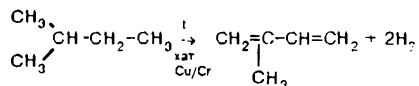
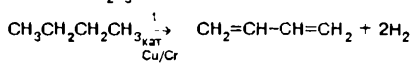
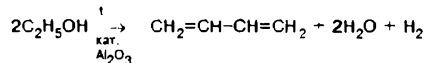


промышленные каучуки (сополимеры)



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 $C \equiv C$

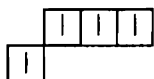
Номенклатура:
аналогична олефинам

Систематическая (ИЮПАК)
замена ЕН → ИН
 $\begin{array}{c} 4 & 3 & 2 & 1 \\ CH_3 - CH - C \equiv CH \\ | \\ CH_3 \end{array}$ 3-метилбутин-1

Иногда используют рациональную на основе ацетилена
 $CH_3 - C \equiv CH$ метилацетилен
 $CH_2 = CH - C \equiv CH$ винилацетилен

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

Строение:



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

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

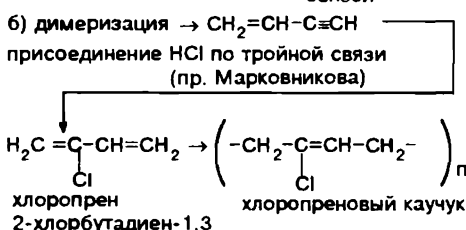
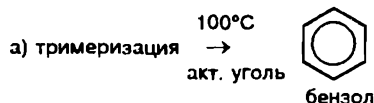
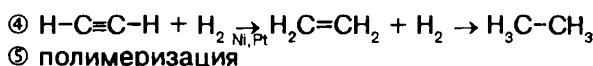
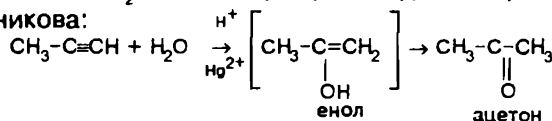
Горение: ацетилен C_2H_2 горит коптящим пламенем (много углерода). При вдувании O_2 — ослепительно белое пламя (до 2500°C). Смесь C_2H_2 и O_2 взрывоопасна.

Реакция присоединения по $C \equiv C$ связи
протекает ступенчато

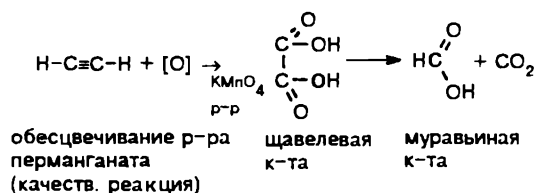


Реакцию Кучерова используют в промышленности

Присоединение H_2O , HCl и др. происходит по правилу Марковникова:



⑥ окисление

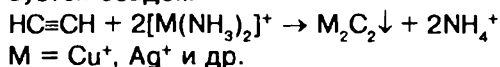


Реакция $C-H$ связи, соседней с группой $C \equiv C$

Сильное влияние $C \equiv C$ связи на свойства связанного с ней атома Н. Т.к. углерод сильно ненасыщен, электроотрицательность

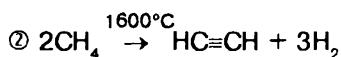
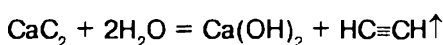
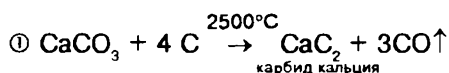
$C_{sp} > C_{sp^2} > C_{sp^3}$, наблюдается сдвиг электронов $C \equiv C-H$. Поляризация связи $C-H$ приводит к появлению **кислотных** свойств.

При пропускании $HC \equiv CH$ через аммиачный раствор солей Cu^+ и Ag^+ образуется осадок:

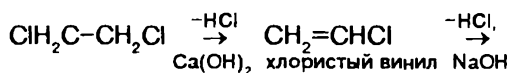


Ацетилениды M_2C_2 после высушивания взрываются

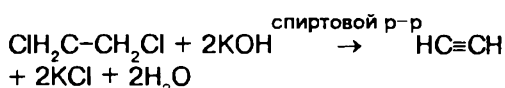
Получение:



③ из дигалогенпроизводных:

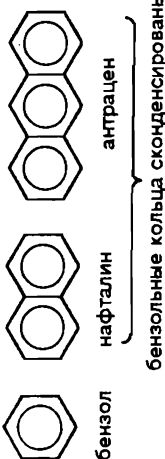


$HC \equiv CH$
или



АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

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

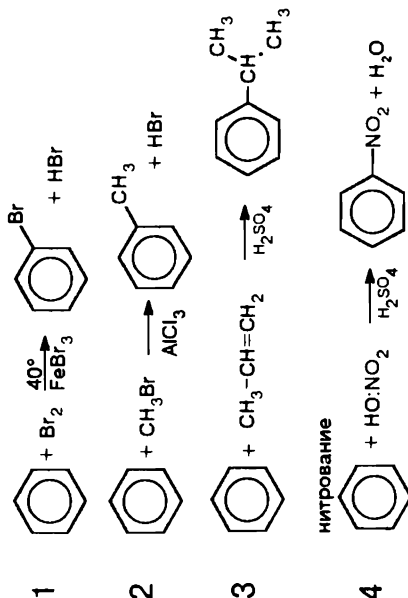


Строение: sp^2 -гибридизация, каждый атом С образует 3 σ -связи, $\angle 120^\circ$, плоская молекула. 6 π -электронов образуют единую π -электронную систему. Длина связи $C-C$ 1.39Å. В результате при образовании молекулы C_6H_6 выделяется теплоты на 150 кДж/моль больше, чем ее выделилось бы при наличии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

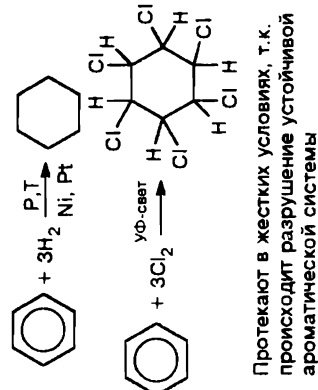
Горение: бензол и его аналоги (толуол и др.) горят сильно коптящим пламенем

Реакции замещения

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

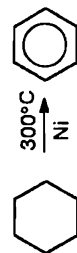


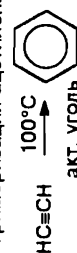
Реакции присоединения



Получение:

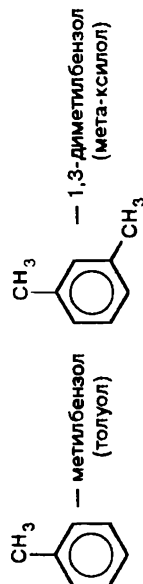
1. Содержатся в некоторых нефтях
2. Дегидрирование


3. Тримеризация ацетилена

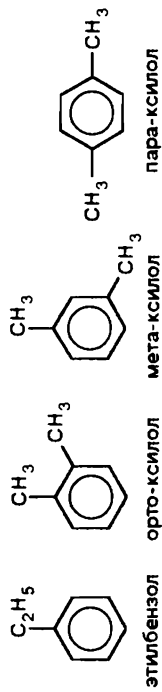


энергетические

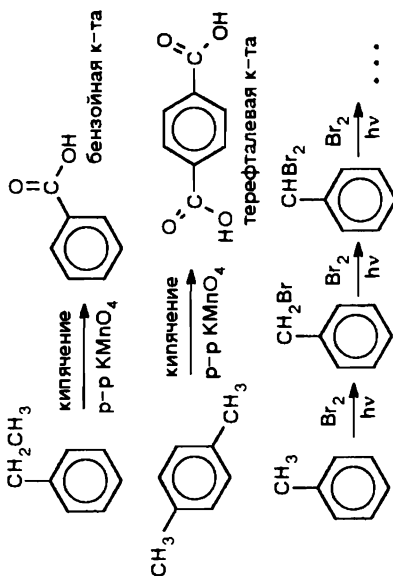
Номенклатура: название заместителя + бензол



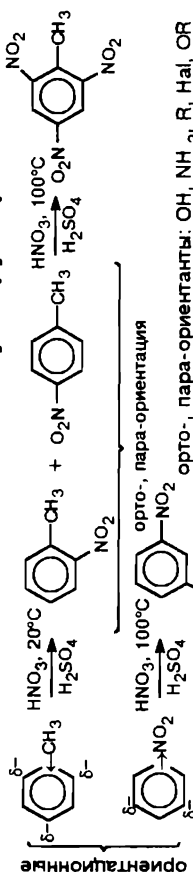
Изомерия: заместителей и их положения



Реакции заместителей, связанных с кольцом



Влияние имеющихся в молекуле группировок



Толуол легче, чем бензол, замещает Н на Нal в кольце в присутствии катализатора. CH_3 -группа легче, чем CH_3 , бромруется на свету и может быть окислена кипячением толуола с $KMnO_4$

СПИРТЫ

органические 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

Реакции с участием водородного атома группы OH

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

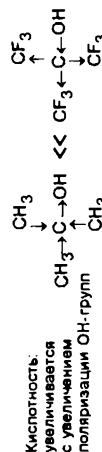


гидролиз



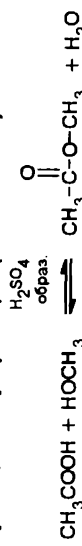
т.к. H_2O — более сильная кислота, чем спирт

алкохолаты нельзя получить действием раствора щелочи на спирт



трет.-бутанол перфторбут.-бутанол

② реакция этерификации (с кислотами)



отличие от реакции нейтрализации

неорганические кислоты



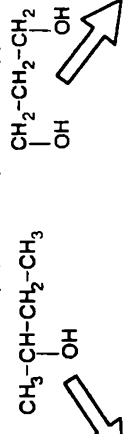
кислый эфир серной кислоты



средний диалкилсульфат

Номенклатура

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

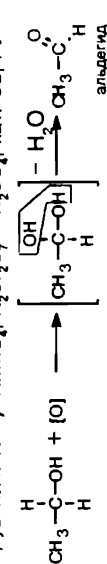


бутанол-2 (вторичный нормальный бутиловый спирт) пропандиол-1,3

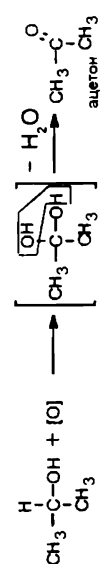
Реакции с участием OH-группы и H-атома — соседнего или ближайшего

влияние —OH группы: повышение подвижности и реакционной способности H

① окисление спиртов (отщепление 2-х H и окисл. их в H_2O , увелич. % O) $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ + H_2SO_4 , кат. Cu, Pt



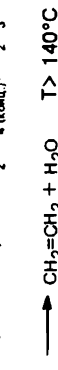
первичный → альдегид



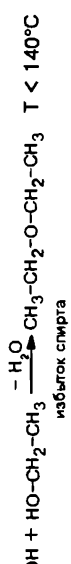
вторичный → кетон

третичный → окисляются с трудом — разрыв связи C—C

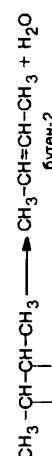
② дегидратация — нагрев + $H_2SO_4(конц.)$, Al_2O_3



избыток спирта



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

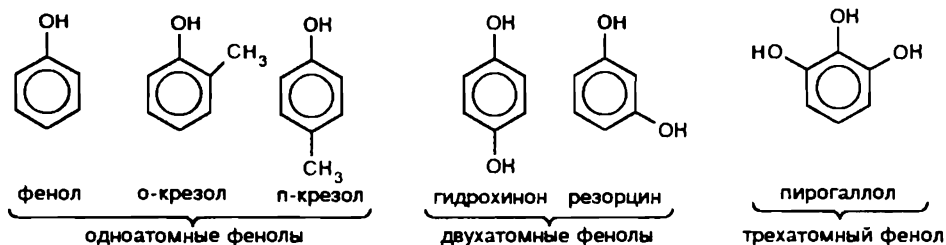


бутен-2

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

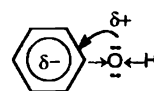
ФЕНОЛЫ

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



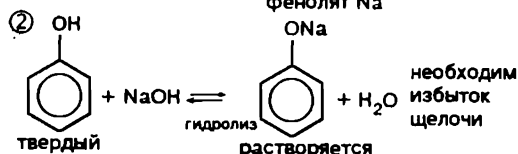
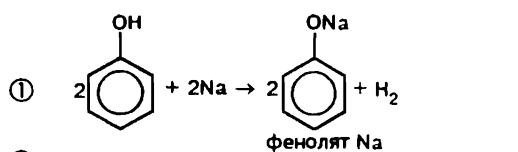
Физические свойства: простейший представитель — фенол. Бесцветное кристаллическое вещество ($T_{пл} = 42^\circ\text{C}$) с характерным запахом (карболовая кислота). Темнеет, окисляясь на воздухе. При комнатной температуре — малорастворим в H_2O . При 60°C — растворим в любых соотношениях. **Ядовит.**

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

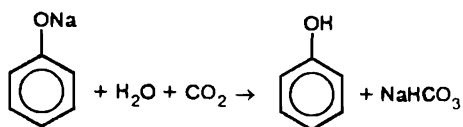


Реакции с участием OH-группы

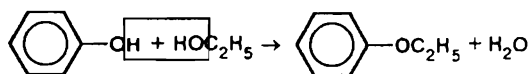
Возрастает полярность связи OH и подвижность атома H (т.е. кислотность) Фенол — более слабая кислота, чем H_2CO_3 или H_2S (не окрашивает лакмус в красный цвет), но более сильная, чем одноатомные спирты



Феноляты разлагаются слабыми кислотами:

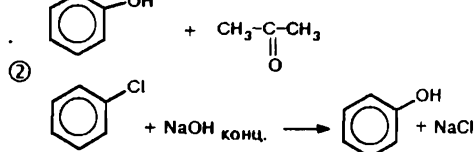
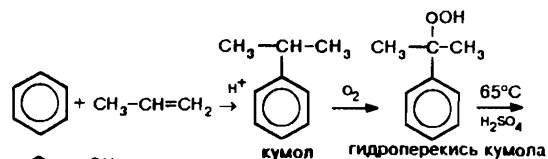


③ образуют простые и сложные эфиры



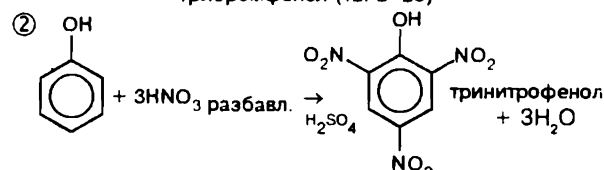
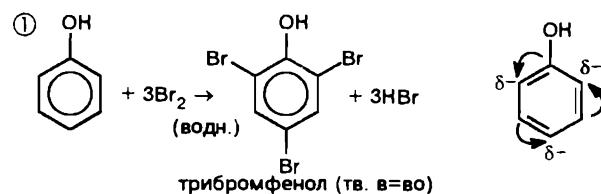
Получение:

① кумольный способ (наряду с ацетоном)

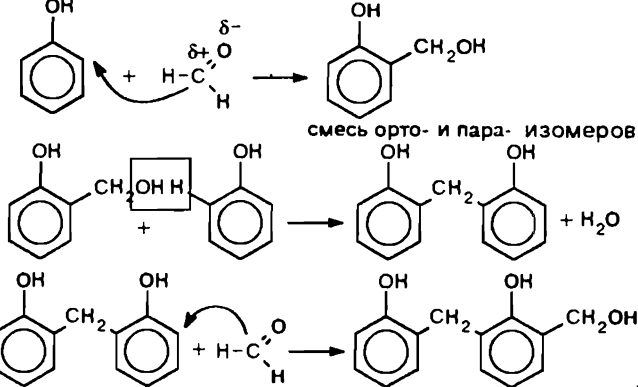


Реакции с участием бензольного кольца

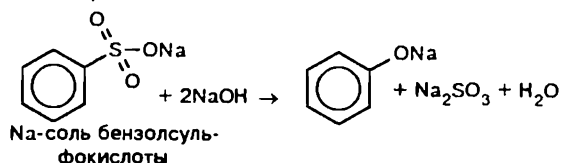
т.к. **возрастает электронная плотность в кольце** — облегчается атака кольца частицами, испытывающими недостаток электронной плотности — **электрофилами** — **реакции электрофильного замещения:**



③ фенол + формальдегид (поликонденсация)



③ «щелочное плавление»



АЛЬДЕИДЫ И КЕТОНЫ



альдегид в переводе на русский — спирт, лишенный водорода

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

своем составе карбонильную функцию

изомерные соединения, также возможна изомерия углеводородного радикала

$C_nH_{2n+1}OH - 2H \rightarrow C_nH_{2n}O$ альдегиды
кетоны

альдегиды	названия	исторически сложившиеся названия	систематическая номенклатура ИЮПАК
$CH_3-C(=O)-H$	уксусный альдегид	от соотв. кислот	углеводород + «аль»
кетоны	названия радикалов + кетон		
$CH_3-C(=O)-CH_2-CH_3$	метилэтилкетон		этаналь
			углеводород + «он»
			бутанон-2

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

Окисление

для альдегидов характерна реакция «серебряного зеркала»:

$$R-CHO + 2Ag(NH_3)_2OH \xrightarrow{\quad} R-COO^- + NH_4^+ + H_2O + 3NH_3 + 2Ag \downarrow$$

муравьиный альдегид окисляется до CO_2 :

$$HOOC-CHO \xrightarrow{[Ag_2O]} H_2O + CO_2 \uparrow + 2Ag \downarrow$$

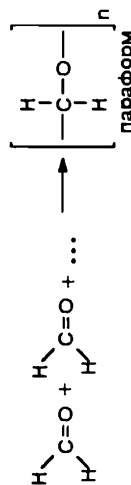
реакция с гидроксидом меди:

$CH_3-C(=O)-C(=O)-H + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CH_3-C(=O)-COOH + Cu_2O \downarrow + 2H_2O$

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

$$C_6H_5-C(=O)-C(=O)-H + 3[O] \xrightarrow{\quad} C_6H_5-COOH + HCOOH \xrightarrow{[O]} CO_2 + H_2O$$

3. Полимеризация (только альдегиды):



4. Поликонденсация (с фенолом) — образуется фенолформальдегидная смола

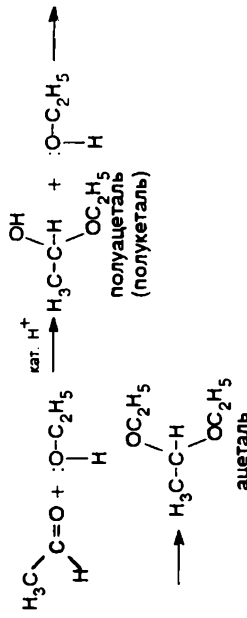
Присоединение по $\text{C}=\text{O}$

1. Восстановление H_2

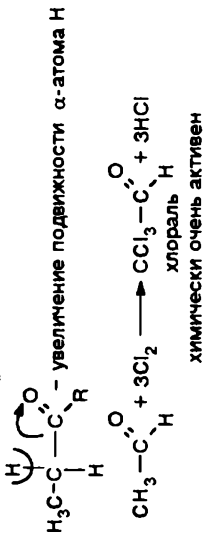
$$CH_3-C(=O)-CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni, Pt} CH_3-CH(OH)-CH_3$$

ацетон $\rightarrow$ пропанол-2
кетон $\rightarrow$ вторичный спирт
альдегид $\rightarrow$ первичный спирт

2. Присоединение спиртов (H^+ - кат.)

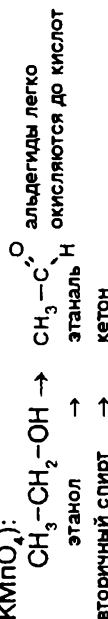


Реакции с участием α -H-атома

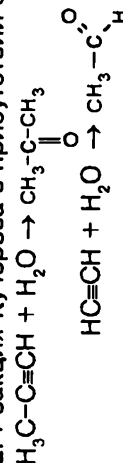


Получение:

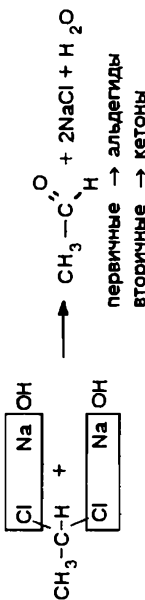
1. Окисление спиртов (O_2 над Cu , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$):



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



3. Гидролиз дигалогенпроизводных:



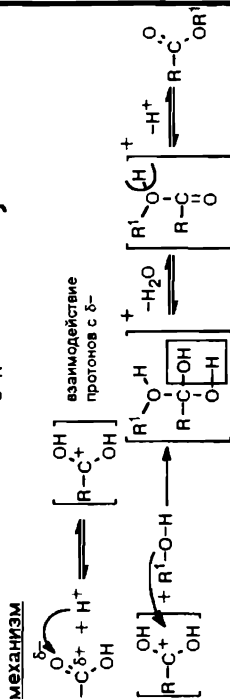
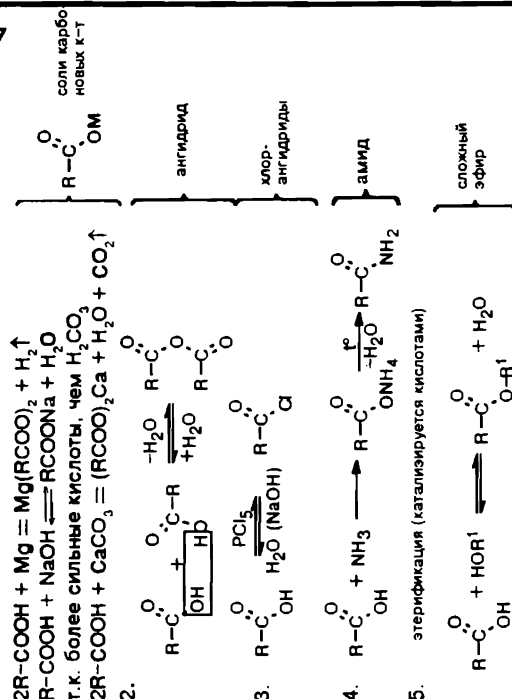
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

C_nH_{2n}O₂
 органические соединения, содержащие одну или несколько карбоксильных групп: карбонил + гидроксил
 предельные одно-
 основные кислоты
 основность = число карбоксильных групп -COOH

Номенклатура	исторические тривиальные названия	систематическая ИЮПАК
CH ₃ CH ₂ COOH	пропионовая	углеводород + к-та
CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	масляная	пропановая
		бутановая

Превращения карбоксильной группы

1. как кислоты
 функциональные прокисляющие



Получение:

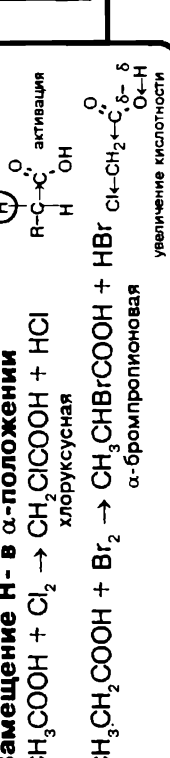
- окисление спиртов, альдегидов
- окисление предельных углеводородов (80-120°C, NaOH, MnCl₂ - катализатор, крекинг)

Структура:

Химические свойства определяются

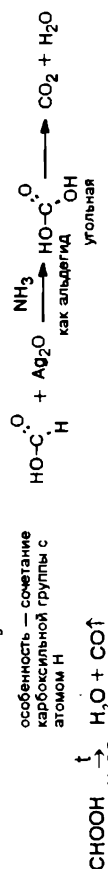


В результате



ОТДЕЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ

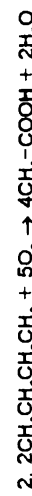
- Муравьиная (метановая) кислота — бесцветная жидкость с острым запахом, хорошо растворима в H₂O, довольно сильная кислота, т.к. нет CH₃-группы



получение: CO + NaOH → HCOONa

- Уксусная (этановая) кислота — безводная — кристаллич. в=80 (ледяная к-та), t_m = 17°C, смешивается с водой в любых соотношениях.

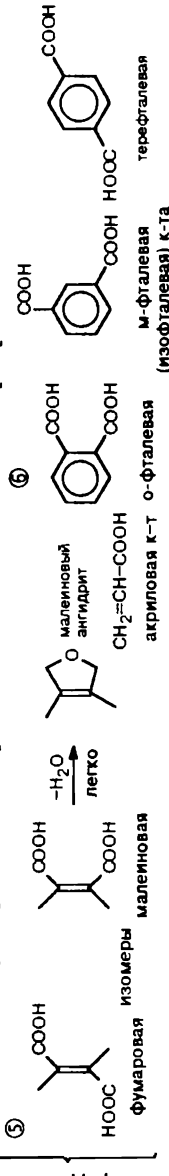
Получение: 1. HC≡CH + H₂O → CH₃-CHO → CH₃-COOH



3. Уксуснокислое брожение (пищевой уксус)

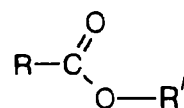
- Пальмитиновая C₁₆H₃₂O₂, стеариновая C₁₈H₃₆O₂ — тв. в-ва, нерастворимые в H₂O. Смесь — стеарин. Входят в состав жиров.

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



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!

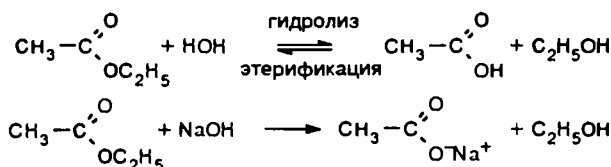


Физические свойства: летучие жидкости (отсутствие водородных связей), мало растворимы в воде, обладают приятным запахом

Номенклатура:

① кислота + спирт + эфир $CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OCH_3$ уксуснометиловый эфир
② спирт + кислотный остаток метилацетат

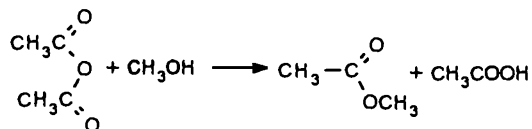
Химические свойства: наличие поляризованного атома кислорода активирует связь C—O—R, и она легко разрывается даже под действием воды. Расщепление сложных эфиров под действием воды называется гидролизом или омылением. Эта реакция обратна реакции этерификации. Реакция катализируется протонами H^+ и гидроксид-ионами 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

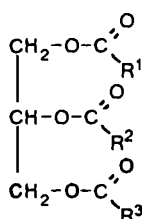
Растительные жиры или масла: жидкие, образованы преимущественно непредельными кислотами:

$C_{17}H_{33}COOH$ — 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 поверхностно-активные вещества (ПАВ), образуя стойкие эмульсии (молоко).



общая формула жиров

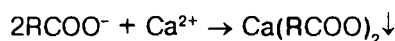
Мыла: соли высокомолекулярных карбоновых кислот (обычно стеариновой или пальмитиновой)

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

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

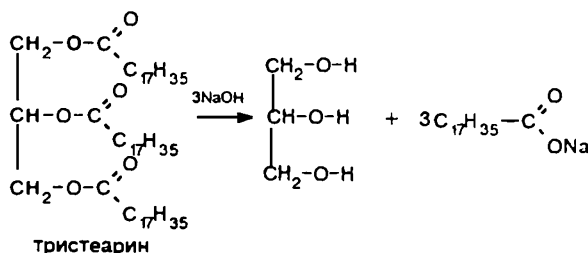
Моющие свойства связаны со строением молекул, с наличием неполярных и ионных групп.

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



Детергенты — синтетические моющие средства (СМС)

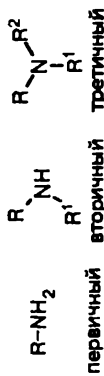
Химические свойства: 1) гидролиз жиров:



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)

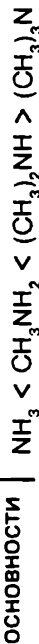
АМИНЫ

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



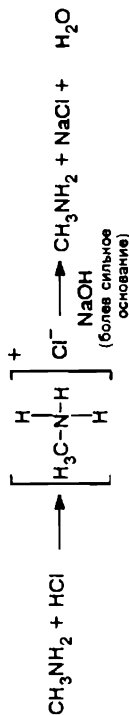
Физические свойства: метиламин, диметиламин, триметиламин — газы с резким запахом, остальные амины жирного ряда — жидкости, растворимые в H_2O

Химические свойства обусловлены наличием неподеленной электронной пары у атома азота:

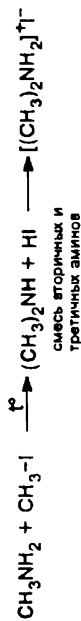


Химические свойства — напоминают свойства NH_3 . Амины реагируют:

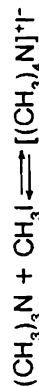
1. С кислотами — образуют соли — нелетучие тв. ионные вещества



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:

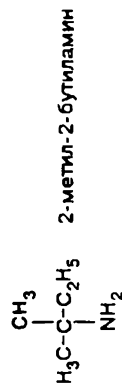


Номенклатура:

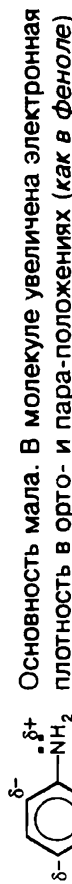
радикалы + амин
(по алфавиту первых букв названий радикалов)



по номенклатуре ИЮПАК:

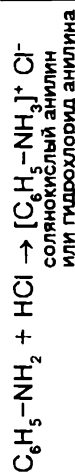


АНИЛИН — ароматический амин. Жидкость, $T_{\text{пл}} = 184^\circ\text{C}$, бесцветный, на воздухе желтеет из-за окисления, плохо растворим в H_2O

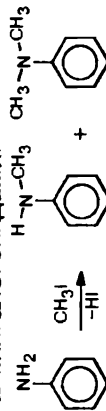


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

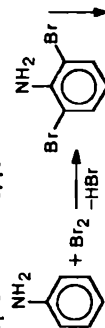
с кислотами:



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 :



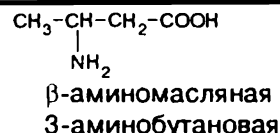
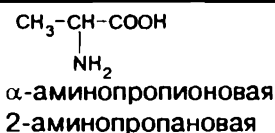
В настоящее время: каталитическое и электрохимическое восстановление нитробензола или его восстановление в кислой среде (Fe, Zn, Sn)

АМИНОКИСЛОТЫ

органические дифункциональные соединения, в состав которых входят две функциональные

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

Номенклатура:
из названий кислот
+ «амино»



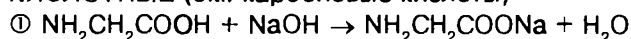
Физические свойства: белые кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, при нагревании не плавятся, выше 200–300°C — разлагаются

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

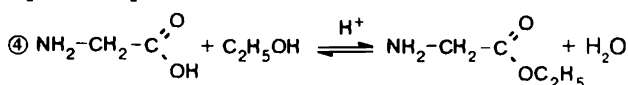
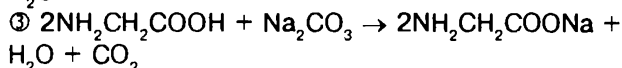
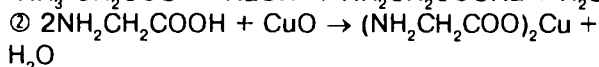
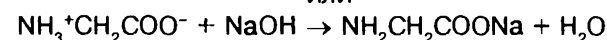
образуют «внутренние» соли
 $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \rightarrow \text{NH}_3^+\text{CH}_2\text{COO}^-$
биполярные или цвиттер-ионы

ионный
тип связи

Реакции функциональных групп
КИСЛОТНЫЕ (см. карбоновые кислоты)

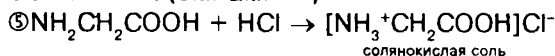


или



или в виде соли

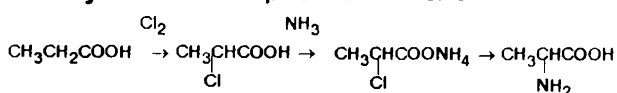
ОСНОВНЫЕ (см. амины)



солянокислая соль

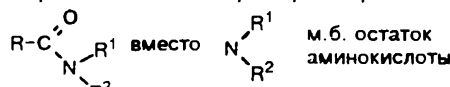
т.о. это — **органические амфотерные соединения**. Водный раствор практически нейтрален

Получение: из карбоновых кислот

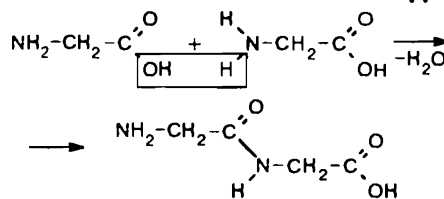


Реакции функциональных групп друг с другом

Для карбоновых кислот характерно образование **амидов**

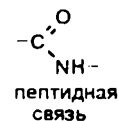


аминокислота + аминокислота → **дипептид**

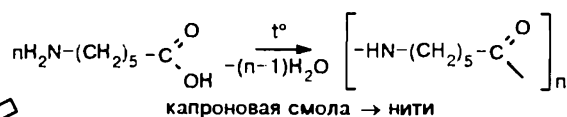


→ трипептид → полипептид

Реакция обратима — в присутствии кислот и оснований — гидролиз



Капроновое волокно: ε-аминокапроновая кислота → поликонденсация



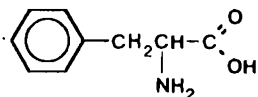
Белки: важная составная часть живых организмов, входят в состав кожи, роговых покровов, мышечной и нервной ткани

Высокомолекулярные соединения, молекулярная масса — до нескольких миллионов

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

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

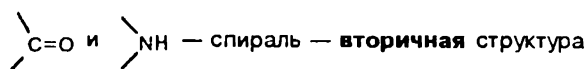
Качественная реакция: желтое окрашивание с HNO_3 ; нитрование фенилаланина



Белок — полипептид

① Последовательность аминокислот — **первичная структура**

② образование водородных связей между



③ взаимодействие NH_2 , 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 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 кровавая 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 кровавая 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 гидроксида)	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 $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO_2
SO_3^{2-}	ионы H^+	Появление характерного запаха SO_2 : $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
F^-	ионы Ca^{2+}	Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$
Cl^-	ионы Ag^+	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br^-	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$ осадок темнеет на свету
I^-	ионы Ag^+	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц.: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$ осадок темнеет на свету
OH^- (щелочная среда)	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синее окрашивание малиновое окрашивание

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	$Cu(OH)_2 + NaOH$	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) $Cu(OH)_2$	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

ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ В ХИМИИ

Обозначение	Наименование величины	Размерность
$m_B, m(\text{CH}_4), m_{\text{CH}_4}$	Масса вещества	кг, г и производные
m_{Cl}	Абсолютная атомная масса атома Масса атома, выраженная в единицах массы	кг, г и производные; а.е.м.
Примечание: атомная единица массы (а.е.м.) — масса $\frac{1}{12}$ части атома нуклида углерода ^{12}C $1 \text{ а.е.м.} = 1.667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$		
$A_r(^{35}\text{Cl})$	Относительная атомная масса атома данного нуклида — масса атома, отнесенная к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .	Величина безразмерная
$A_r(\text{Cl})$	Относительная атомная масса элемента — средняя масса атома элемента при его природном изотопном составе, отнесенная к $1/12$ массы атома ^{12}C .	Величина безразмерная
$M_r, M_r(\text{CH}_4)$	Относительная молекулярная масса — отношение средней массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома ^{12}C . Равна сумме относительных атомных масс атомов, составляющих молекулу.	Величина безразмерная
$\nu(\text{O}_2), \nu(\text{CH}_4)$	Количество вещества 1 моль — такое количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.), сколько атомов содержится в 12 г нуклида ^{12}C ($6.02 \cdot 10^{23}$)	моль
$M(\text{CH}_4), M_B$	Молярная масса — отношение массы вещества m_B к количеству веществ ν_B $M_B = \frac{m_B}{\nu_B}$	кг/моль (г/моль) и производные
N_A	Постоянная Авогадро Число частиц в одном моле: $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ Значение N_A находится экспериментально.	моль $^{-1}$
N	Число частиц (молекул, атомов, ионов) равно количеству вещества (числу молей), умноженному на постоянную Авогадро: $N = \nu \cdot N_A$	частицы
$V_{(B)}$	Объем , занимаемый веществом B	м 3 (в химии также литр, л (10^{-3} м^3))
$V_{M(B)}$	Молярный объем Объем, который занимает 1 моль вещества. Равен отношению объема, занимаемого веществом, к количеству вещества: $V_{M(B)} = \frac{V_{(B)}}{\nu_{(B)}}$ При нормальных условиях объем, который занимает 1 моль идеального газа, равен 22,4 л	м 3 /моль л/моль и производные (см 3 /моль и др.)

Обозначение	Наименование величины	Размерность
ρ_B	Плотность вещества. Отношение массы вещества к занимаемому им объему $\rho = \frac{m_B}{V_B}$	кг/м ³ и производные (г/см ³ и др.)
D	Относительная плотность газа показывает, во сколько раз объем одного газа легче (тяжелее) такого же объема другого, т.е. во сколько раз плотность одного газа больше (меньше) плотности другого. Из закона Авогадро (в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул) следует: $D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1/22.4}{M_2/22.4} = \frac{M_1}{M_2}$	Величина безразмерная
w_B	Массовая доля вещества В в смеси. Отношение массы вещества В к массе всей смеси. Для смеси из трех веществ А, В и С: $w_B = \frac{m_B}{m_A + m_B + m_C}$ Для раствора: $w_B = \frac{m_B}{m_B + m_{\text{растворителя}}}$ Массовую долю часто выражают в процентах	Величина безразмерная
X_B	Молярная доля вещества В в смеси. Отношение количества вещества В (числа его молей) к суммарному количеству (числу молей) всех веществ в смеси. Для смеси трех веществ: $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C}$	Величина безразмерная
φ_B	Объемная доля вещества В в смеси. Отношение объема, занимаемого веществом В, к объему всей смеси: $\varphi_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + V_C}$	Величина безразмерная
x_B ; [В]	Молярная концентрация Отношение числа молей n_B вещества В, содержащихся в растворе объемом V, к объему раствора (в дм³ или литрах): $x_B = \frac{n_B}{V_{\text{раствора}}}$	моль/л

РЕШЕНИЕ 25 ТИПОВЫХ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

Общие рекомендации при решении химических задач

Перед тем, как приступить к решению задачи, после внимательного прочтения условия следует:

1. Все физические величины, о которых говорится в условии, выразить в одинаковых единицах (например, массы всех реагентов — в килограммах или граммах, объемы всех газов — в литрах или миллилитрах и т.д.).
2. Если в условии задачи имеются данные об объемах газов, отнесенных к условиям, не соответствующим нормальным (10^5 Па, 0°C), то, используя уравнение $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$, следует пересчитать объем газа на нормальные условия.
3. Во многих случаях целесообразно найти количества реагирующих веществ и продуктов реакции (в молях).
4. Если при решении задачи необходимо учесть уравнение протекающей реакции, то при его составлении необходимо найти коэффициенты перед формулами веществ, входящих в уравнение реакции.
5. Если в условии задачи нет указаний о численном значении величины, характеризующей исходную систему, то часто целесообразно допустить, что взято 100 г раствора, 1 л газовой смеси и т.д.
6. Удобно неизвестное, о котором речь идет в условии задачи, выразить через x . Далее на основании химического уравнения составляют алгебраическое уравнение и, решая его, находят x . Если неизвестных два, то их обозначают через x и y , записывают систему из двух алгебраических уравнений. Решение системы уравнений позволяет найти x и y .
7. При решении задач атомные массы всех химических элементов, кроме $A_r(\text{Cl})$, округляют до целого значения. Для $A_r(\text{Cl})$ принимают значение 35,5.

1. Определение относительной молекулярной массы M_r

Условие: Какова относительная молекулярная масса M_r нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$? Какова молекулярная масса этого вещества в а.е.м.?

Решение:

$$M_r = 6A_r(\text{C}) + 5A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 2A_r(\text{O}) = 6 \times 12 + 5 \times 1 + 14 + 2 \times 16 = 123$$

Для нахождения массы молекулы нитробензола в а.е.м. надо найденное значение умножить на 1 а.е.м.. Получаем 123 а.е.м.

Ответ: 123; 123 а.е.м.

2. Определение массы атома в граммах

Условие: Какова масса в граммах 1 атома ^{131}I ?

Решение: Обозначим массу 1 атома ^{131}I через x . Составим запись: 1 моль атомов ^{131}I содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, их масса 131 г/моль 1 атом ^{131}I имеет массу x г.

Составив пропорцию и решив ее, находим:

$$x = \frac{1 \cdot 131}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,18 \cdot 10^{-22} \text{ г}$$

Ответ: $2,18 \cdot 10^{-22}$ г.

3. Определение числа молекул в порции вещества

Условие: Сколько молекул воды содержится в 1 капле воды массой 0,03 г?

Решение: Обозначим число молекул воды в 1 капле через x . Составляем запись:

1 моль воды, масса 18 г, содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,

масса 0,03 г — x молекул

Составив пропорцию и решив ее, находим:

$$\frac{18}{0,03} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{x} \quad x = \frac{0,03 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{18} = 10^{21} \text{ молекул}$$

Ответ: 10^{21} молекул

4. Определение массовой доли элемента в соединении

Условие: Какова массовая доля фосфора в фосфате кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

Решение:

$$w_{(\text{P})} = \frac{2 \cdot A_r(\text{P})}{3 \cdot A_r(\text{Ca}) + 2(A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O}))} = \frac{2 \cdot 31}{3 \cdot 40 + 2(31 + 4 \cdot 16)} = 0,2 \text{ или } 20\%$$

Ответ: $w = 0.2$ или 20%

5. Определение молярной массы M

Условие: Какова молярная масса вещества, если масса 2.5 моль этого вещества равна 250 г?

Решение: Из условия следует, что $n = 2.5$ моль, а $m = 250$ г.

$$M_B = \frac{m}{n} = \frac{250}{2.5} = 100 \text{ г/моль}$$

Ответ: 100 г/моль

6. Определение массового отношения элементов в соединении

Условие: Каково массовое отношение углерода, водорода и кислорода в глюкозе $C_6H_{12}O_6$?

Решение: Отношение масс элементов в этом соединении равно:

$$m_C : m_H : m_O = 6 A_{r(C)} : 12 A_{r(H)} : 6 A_{r(O)} = 6 \cdot 12 : 12 \cdot 1 : 6 \cdot 16 = 6 : 1 : 8$$

Ответ: $m_C : m_H : m_O = 6 : 1 : 8$

7. Определение объема, который занимает порция газа при нормальных условиях (н.у.)

Условие: Какой объем (н.у.) занимают 66 г CO_2 ?

Решение: Обозначим объем, который занимает 66 г CO_2 , через x . Составим запись:

1 моль CO_2 масса 44 г — объем 22.4 л
масса 66 г — объем x л

Решение пропорции позволяет найти x :

$$x = \frac{22.4 \cdot 66}{44} = 33.6 \text{ л}$$

Ответ: 33.6 л.

8. Определение теплового эффекта реакции

Условие: Молярная теплота сгорания угля на воздухе 393.5 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при полном сгорании 1 кг угля?

Решение: Из условия следует, что масса сгоревшего угля 1 кг, т.е. 1000 г. Обозначим количество теплоты, выделяющееся при сгорании 1000 г угля через x , и составляем запись:

При сгорании 1 моль угля, масса 12 г, выделяется 393.5 кДж теплоты

При сгорании 1000 г угля, выделяется x кДж теплоты

Решение пропорции позволяет найти x :

$$x = \frac{1000 \cdot 393.5}{12} = 32800 \text{ кДж или } 32.8 \text{ МДж}$$

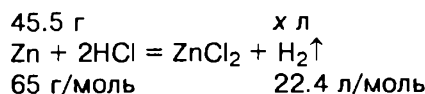
Ответ: 32.8 МДж

9. Определение максимального выхода продукта реакции

Условие: Сколько максимально литров (н.у.) водорода можно получить, используя 45.5 г цинка и избыток соляной кислоты?

Решение: Запишем уравнение протекающей реакции. Внизу, под формулами соответствующих веществ, записываем их молярную массу (под знаком Zn) и молярный объем (под фор-

мулой H_2). Сверху записываем массы прореагировавшего цинка и объем выделившегося водорода (обозначим его через x):



Из пропорции:

$$\frac{45.5}{65} = \frac{x}{22.4}$$

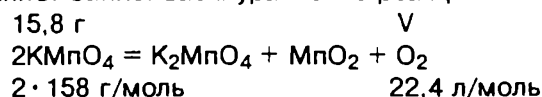
находим, что $x = 15.7$ л.

Ответ: 15.7 л.

10. Определение реального выхода продукта реакции

Условие: При прокаливании 15,8 г перманганата калия $KMnO_4$ получено 0,896 л (н.у.) кислорода. Каков выход кислорода в данном случае?

Решение: Записываем уравнение реакции



При максимальном (100%-ном) выходе объем выделившегося кислорода V можно найти из пропорции:

$$\frac{15.8 \text{ г}}{2 \cdot 158} = \frac{V}{22.4}$$

$$V = 1.12 \text{ л.}$$

Так как, в соответствии с данными условия, получено 0,896 л кислорода, то, следовательно, выход кислорода равен:

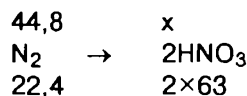
$$q = \frac{0.896}{1.12} = 0.8 \text{ или } 80\%$$

Ответ: 80%.

11. Определение выхода продукта по стехиометрическим соотношениям

Условие: Сколько граммов азотной кислоты HNO_3 максимально можно получить из 44.8 л (н.у.) азота?

Решение: С учетом того, что в одной молекуле HNO_3 содержится 1 атом азота, составляем запись:



Обозначив массу образующейся при 100%-ном выходе азотной кислоты через x , записываем пропорцию:

$$\frac{44.8 \text{ л}}{22.4 \text{ л/моль}} = \frac{x}{2 \cdot 63 \text{ г/моль}}$$

Из нее находим, что

$$x = \frac{44.8 \cdot 2 \cdot 63}{22.4} = 252 \text{ г}$$

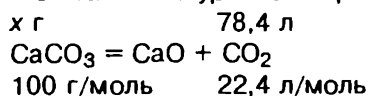
Ответ: 252 г.

12. Определение содержания основного компонента (или содержания примеси) в исходном веществе

Условие: Каково содержание (в процентах)

CaCO_3 в образце известняка, при длительном прокаливании 400 г которого получено 78,4 л CO_2 (н.у.)?

Решение: Запишем уравнение реакции:



Обозначим через x г массу CaCO_3 , разложение которой приводит к получению 78,4 л CO_2 . Из соответствующей пропорции находим, что

$$x = \frac{78,4 \cdot 100}{22,4} = 350 \text{ г}$$

Таким образом, содержание CaCO_3 в исходном образце составляет:

$$q = \frac{350}{400} = 0,875 \text{ или } 87,5\%$$

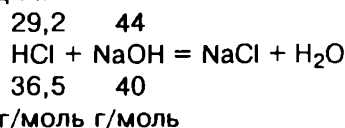
Примесей в исходном образце $100 - 87,5 = 12,5\%$

Ответ: 87,5%

13. Определение выхода реакции, когда одно из исходных веществ взято в избытке.

Условие: Сколько граммов поваренной соли NaCl можно получить, если смешать два раствора, один из которых содержит 29,2 г HCl , а другой 44 г NaOH ?

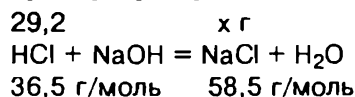
Решение: Записываем уравнение протекающей реакции:



Находим, что в случае HCl отношение $\frac{29,2}{36,5} = 0,8$

моль меньше, чем в случае NaOH $\frac{44}{40} = 1,1$ моль.

Так как в данной реакции вещества реагируют в равномолярных количествах (на 1 моль HCl расходуется 1 моль NaOH), то в данном случае NaOH взят в избытке. Поэтому расчет массы образовавшегося NaCl ведем по массе израсходованного полностью HCl :



Находим, что:

$$x = \frac{29,2 \cdot 58,5}{36,5} = 46,8 \text{ г}$$

Массу образующегося NaCl можно найти также, учитывая, что израсходовано 0,8 моль HCl и, следовательно, образуется также 0,8 моль NaCl . Тогда масса NaCl равна:

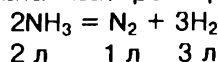
$$0,8 \cdot M_{\text{NaCl}} = 46,8 \text{ г}$$

Ответ: 46,8 г.

14. Определение состава газовой смеси (в объемных процентах)

Условие: 20 л (н.у.) аммиака пропустили через нагретую до 350°C трубку с железным катализатором. Объем полученной газовой смеси (н.у.) равен 25 л. Каков состав полученной газовой смеси (в объемных процентах)?

Решение: При пропускании аммиака над нагретым катализатором протекает реакция:



Прирост объема ΔV при разложении 2 л аммиака равен $1 + 3 - 2 = 2$ л. Обозначив объем разложившегося аммиака через x л, и учтя, что увеличение объема составило $25 - 20 = 5$ л, можно записать:

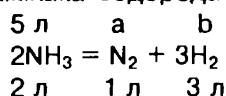
Разложение 2 л аммиака приводит к возрастанию объема на 2 л

Разложение x л аммиака приводит к возрастанию объема на 5 л

Из пропорции

$$\frac{2}{x} = \frac{2}{5} \text{ находим, что } x = \frac{5 \cdot 2}{2} = 5 \text{ л}$$

Таким образом, в смеси осталось $20 - 5$ л аммиака. Учитывая уравнение реакции, найдем объем образовавшегося при разложении 5 л аммиака водорода b и азота a :



$$a = \frac{1 \cdot 5}{2} = 2,5 \text{ л} \quad b = \frac{3 \cdot 5}{2} = 7,5 \text{ л}$$

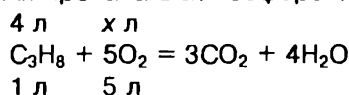
В смеси объемное содержание аммиака $15/25 = 0,6$ или 60%, объемное содержание азота $2,5/25 = 0,1$ или 10%, объемное содержание водорода $7,5/25 = 0,3$ или 30%.

Ответ: N_2 10%, H_2 30%, NH_3 60%.

15. Определение объема газа, расходуемого на проведение реакции с другими газами

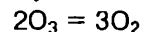
Условие: Какой минимальный объем кислорода, содержащего 10 объемн. % озона, необходим для полного сжигания 4 л пропана C_3H_8 ?

Решение: Составляем уравнение реакции горения пропана в атмосфере кислорода:



Для полного сжигания 4 л пропана требуется x

$= \frac{5 \cdot 4}{1} = 20$ л O_2 . При взаимодействии озона с пропаном также образуется CO_2 и вода. Поэтому можно принять, что в реакцию с пропаном вступает смесь, каждый литр которой содержит 0,9 л O_2 и 0,1 л O_3 . При превращении в кислород O_2 озона объем увеличивается в 1,5 раза:



При этом из 0,1 л O_3 образуется 0,15 л O_2 .

Таким образом, 1 л исходной смеси кислорода и озона эквивалентен $0,9 + 0,15 = 1,05$ л O_2 .

Поэтому для полного сгорания 4 л пропана необходимо $V = \frac{20}{1,05} = 19,05$ л кислорода, содержащего 10 объемн. % озона.

Ответ: 19,05 л.

16. Определение молекулярной формулы вещества по относительной плотности его паров

Условие: Относительная плотность паров углеводорода по воздуху 2,69. Массовая доля водорода в соединении 7,69%. Какова молекулярная формула углеводорода?

Решение: Обозначим относительную молекулярную массу углеводорода как M_r . Из соотношений

$$\frac{M_r}{M_r(\text{воздух})} = \frac{M_r}{29} = 2.69$$

находим, что $M_r = 29 \cdot 2,69 = 78$. Так как масса молекулы в а.е.м. численно равна относительной молекулярной массе, то молекулярная масса углеводорода 78 а.е.м.

На водород в углеводороде приходится $78 \cdot 0,0769 = 6$ а.е.м. Следовательно, в составе

молекулы атомов водорода: $\frac{6}{1} = 6$. На углерод приходится $78 - 6 = 72$ а.е.м. Число атомов С в молекуле равно: $\frac{72}{12} = 6$. Таким образом, формула углеводорода C_6H_6 (бензол).

Ответ: C_6H_6 .

17. Определение состава газовой смеси

Условие: Относительная плотность 30 л смеси метана CH_4 и азота N_2 по гелию равна 5. Сколько литров метана и азота взято для приготовления смеси?

Решение: Сначала находим среднюю относительную молекулярную массу смеси $\bar{M}_r$.

$$\frac{\bar{M}_r}{M_r(He)} = \frac{\bar{M}_r}{4} = 5, \text{ и } \bar{M}_r = 4 \cdot 5 = 20$$

Пусть метана взято x л, тогда азота взято $(30 - x)$ л. Масса 1 л метана 16/22,4 г, а масса 1 л азота — 28/22,4 г. Масса x л метана $(16/22,4) \cdot x$ г, а масса $(20 - x)$ л азота равна $(28/22,4) \cdot (30 - x)$ г. Масса 1 л смеси равна 20/22,4 г, а масса 30 л смеси — $(20/22,4) \cdot 30$ г. Очевидно, что

$$\frac{16x}{22,4} + \frac{28(30-x)}{22,4} = \frac{20 \cdot 30}{22,4}$$

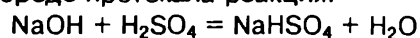
Решая уравнение относительно x , находим, что $x = 20$. Таким образом, для приготовления смеси было взято 20 л метана и $30 - 20 = 10$ л азота.

Ответ: 20 л метана и 10 л азота.

18. Определение состава солей в растворе

Условие: В растворе смешали 9,8 г H_2SO_4 и 6,5 г $NaOH$. Какие соли и в каких количествах образовались?

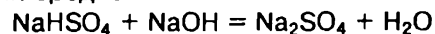
Решение: Примем, что смешивание проходило так, что раствор $NaOH$ медленно вливали в раствор серной кислоты. Первоначально в кислой среде протекала реакция:



В исходном растворе было $\frac{9,8}{98} = 0,1$ моль серной кислоты. Когда в раствор ввели 4,0 г $NaOH$ (т.е. 0,1 моль $NaOH$), то серная кислота

прореагировала полностью (как видно из уравнения реакции, при реакции молярное отношение реагентов 1:1). В результате образовалось 0,1 моль кислой соли $NaHSO_4$.

При последующем добавлении в раствор оставшихся $6,5 - 4 = 2,5$ г $NaOH$, т.е. 0,0625 моль, протекает реакция образования из кислой соли средней:



С 0,0625 моль $NaOH$ прореагирует 0,0625 моль $NaHSO_4$ и образуется 0,0625 моль средней соли Na_2SO_4 . В результате в растворе будет находиться 0,0625 моль Na_2SO_4 и $0,1 - 0,0625 = 0,0375$ моль $NaHSO_4$.

Ответ: 0,0625 моль Na_2SO_4 и 0,0375 моль $NaHSO_4$

19–22. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества

а) Условие: Сколько граммов сахарозы надо растворить в 250 г воды, чтобы получить раствор с массовой долей сахарозы 0,3 (30%)?

Решение: Обозначим массу использованной сахарозы через x г. Масса раствора равна $(250+x)$ г и, следовательно

$$\frac{x}{250 + x} = 0,3$$

Решая это уравнение, находим, что $x = 107$ г.

Ответ: 107 г.

б) Условие: Сколько граммов медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ надо добавить к 300 г 2%-го раствора сульфата меди, чтобы получить 5%-ный раствор?

Решение: Отметим, что в 300 г 2%-го раствора содержание $CuSO_4$ равно $0,02 \cdot 300 = 6$ г.

Обозначим теперь массу добавляемого в раствор $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ через x . Так как молярная масса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ равна 250, а молярная масса $CuSO_4$ — 160, то массовая доля безводного $CuSO_4$ в $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ равна $\frac{160}{250} = 0,64$. Следовательно, в x г медного купороса содержание безводного $CuSO_4$ составляет $0,64x$. С учетом этого можно составить уравнение:

$$\frac{6 + 0,64x}{300 + x} = 0,05$$

Решение этого уравнения позволяет найти, что $x = 15,25$ г.

Ответ: 15,25 г.

в) Условие: Сколько миллилитров воды нужно добавить к 100 мл 30%-го раствора соляной кислоты с плотностью 1,15 г/мл, чтобы получить раствор с массовой долей HCl 5%?

Решение: Учитывая, что плотность раствора 1,15 г/мл, находим массу исходного раствора:

$$m = \rho V = 1,15 \cdot 100 = 115 \text{ г}$$

Исходный раствор 30%-ный, следовательно, в нем содержится $0,3 \cdot 115 = 34,5$ г HCl .

Если массу добавляемой воды обозначить через x г, то можно записать уравнение:

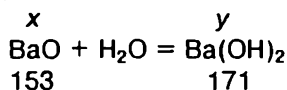
$$\frac{34,5}{115 + x} = 0,05$$

Отсюда $x = 575$ г.

Ответ: 575 г.

г) **Условие:** Сколько граммов BaO надо добавить к 100 г воды, чтобы получить 5%-ный раствор?

Решение: При внесении BaO в воду протекает реакция:



Обозначим массу BaO, который надо добавить, через x . Тогда массу образующегося в воде Ba(OH)₂ y можно выразить как

$$y = \frac{171x}{153} = 1.12x$$

С учетом того, что из x г BaO образуется $1.12x$ г Ba(OH)₂, можно записать уравнение:

$$\frac{1.12x}{100 + x} = 0.05$$

Решение уравнения дает $x = 4,67$ г.

Ответ: 4,67 г.

23. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией

Условие: Сколько граммов сульфата натрия Na₂SO₄ · 10H₂O необходимо для приготовления 0,5 л раствора с молярной концентрацией 0,02 моль/л?

Решение: Приготавливаемый раствор должен содержать $0,5 \cdot 0,02 = 0,01$ моль вещества, т.е. 0,01 моль Na₂SO₄. 0,01 моль Na₂SO₄ содержится в 0,01 моль Na₂SO₄ · 10H₂O. Следовательно, для приготовления раствора нужно использовать $m = 0,01 \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,01 \cdot 322 = 3,22$ г

Ответ: 3,22 г.

24. Определение формулы органического вещества по данным о массе продуктов реакции

Условие: При полном сгорании 6,0 г органического вещества получено 8,8 г CO₂ и 3,6 г воды. Плотность паров органического вещества по водороду равна 30. Какова молекулярная формула вещества?

Решение: Сначала находим молекулярную массу вещества. Она равна $M_r = 2 \cdot 30 = 60$. Порция вещества массой 6,0 г содержит

$$\text{углерода } 8,8 \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CO}_2)} = 8,8 \frac{12}{44} = 2,4 \text{ г}$$

$$\text{Водорода она содержит } 3,6 \frac{2A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{2 \cdot 1}{18} = 0,4 \text{ г.}$$

$0,4 + 2,4 < 6,0$ и, следовательно в состав вещества входит также кислород. Его в порции вещества массой 6,0 г $m_{\text{O}} = 6,0 - 2,4 - 0,4 = 3,2$ г.

В молекуле вещества отношение чисел атомов C, H и O равно:

$$n_{\text{C}}:n_{\text{H}}:n_{\text{O}} = \frac{2,4}{12} = \frac{0,4}{1} = \frac{3,2}{16} = 0,2 : 0,4 : 0,2 = 1 : 2 : 1$$

Простейшая формула вещества CH₂O. Значение M_r для такой формулы равно $M_r = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30$. Так как это значение в два раза меньше M_r вещества (60:30), то, следовательно, молярная формула вещества будет C₂H₄O₂. Такой формуле отвечает формула уксусной кислоты CH₃COOH и метилового эфира муравьиной кислоты HCOOCH₃.

Ответ: формула вещества C₂H₄O₂.

25. Определение молекулярной формулы органического вещества по данным о продукте реакции

Условие: При обработке 14,8 г одноосновной карбоновой кислоты избытком цинка получено 2,24 л водорода. Какова молекулярная формула кислоты?

Решение: Получено $2,24:22,4 = 0,1$ моль H₂. Так как кислота одноосновная и из каждой ее молекулы металл вытесняет только 1 атом водорода, то, следовательно, кислоты использовано $0,1 \cdot 2 = 0,2$ моль. Молярная масса

$$\text{кислоты равна } \frac{14,8 \text{ г}}{0,2} = 74 \text{ г/моль.}$$

В общем виде формулу одноосновной кислоты можно записать как C _{n} H_{2 n +1}COOH, и значение $M_r = 12 \cdot n + (2n + 1) \cdot 1 + 12 + 2 \cdot 16 + 1$. Для определения n составляем уравнение:

$$12 \cdot n + (2n + 1) \cdot 1 + 12 + 2 \cdot 16 + 1 = 74$$

Решая это уравнение, находим, что $n = 2$, и молекулярная формула кислоты C₂H₅COOH (пропионовая кислота).

Ответ: C₂H₅COOH

автор задач С.С. Бердоносков

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	3
ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ	4
СТРОЕНИЕ АТОМА.....	5
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ.....	6
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	7
ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	8
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	9
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	10
РАСТВОРЫ	11
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	12
ЭЛЕКТРОЛИЗ	13
ОКСИДЫ	14
ОСНОВАНИЯ.....	15
КИСЛОТЫ	16
СОЛИ.....	17
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	18
ПОДГРУППА Ia.ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ Li, Na, K, Rb, Cs.....	19
ПОДГРУППА IIa И ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ Ca, Sr, Ba	20
ПОДГРУППА IIIa. АЛЮМИНИЙ Al.....	21
ПОДГРУППА VIIIб. ЖЕЛЕЗО Fe	22
ВОДОРОД H	23
ПОДГРУППА VIIa. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I.....	24
ПОДГРУППА VIIa. ХЛОР Cl	25
ПОДГРУППА VIa.O, S, Se, Te	26
ПОДГРУППА VIa.КИСЛОРОД O	27
ВОДА (ОКСИД ВОДОРОДА) H ₂ O.....	28
ПОДГРУППА V.АЗОТ N.....	29
КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА.....	30
ПОДГРУППА Va. N, P, As, Sb, Bi. ФОСФОР P.....	31
ПОДГРУППА IVa.УГЛЕРОД C.....	32
ПОДГРУППА IVa,C, Si, Ge, Sn, Pb. КРЕМНИЙ Si.....	33
ПОДГРУППА VIб,ХРОМ Cr.....	34
ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ, ПАРАФИНЫ)	35
НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ, ОЛЕФИНЫ).....	36
ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ.....	37
АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ)	38
АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)	39
СПИРТЫ.....	40
ФЕНОЛЫ.....	41
АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ	42
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ.....	43
СЛОЖНЫЕ КЕТОНЫ.....	44
АМИНЫ.....	45
АМИНОКИСЛОТЫ	46
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ.....	47
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ	48
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	49
ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ В ХИМИИ.....	50
РЕШЕНИЕ 25 ТИПОВЫХ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ	52

Стахеев Александр Юрьевич

Вся химия в 50 таблицах

Под ред. С. С. Бердоносова

Оригинал-макет изготовлен П. С. Бердоносовым

Лицензия № 030689 от 11 апреля 1996 г.

Изд. № Ф30(03). Подписано в печать 30.03.98.

Формат 60 × 84^{1/8} Бумага офсетная. Объем 8,0 п. л.

Тираж 10 000 экз. Заказ № 2263. Цена договорная.

Московский институт развития образовательных систем

109004, Москва, Нижняя Радищевская ул., д. 10.

Контактные телефоны: 915-69-57, 915-72-55.

Содействие развитию образовательных систем и технологий

107082, Москва, ул. Бакунинская, д. 96/98.

По вопросам реализации обращаться:

— фирма «СКРИН»

Тел. (095) 350-33-27

Тел./факс (095) 350-41-98

Отпечатано с готового оригинал-макета
в Смоленской областной ордена «Знак Почета»
типографии им. Смирнова.

214000, г. Смоленск, проспект им. Ю. Гагарина, д. 2.

Тел.: 3-01-60, 3-46-20, 3-46-05.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026	1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044	1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062	1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080	1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098	1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116	1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134	1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152	1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170	1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188	1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206	1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224	1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242	1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260	1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278	1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296	1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314	1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1322	1323	1324	1325	1326	1327	1328	1329	1330	1331	1332	1333	1334	1335	1336	1337	1338	1339	1340	1341	1342	1343	1344	1345	1346	1347	1348	1349	1350	1351	1352	1353	1354	1355	1356	1357	1358	1359	1360	1361	1362	1363	1364	1365	1366	1367	1368	1369	1370	1371	1372	1373	1374	1375	1376	1377	1378	1379	1380	1381	1382	1383	1384	1385	1386	1387	1388	1389	1390	1391	1392	1393	1394	1395	1396	1397	1398	1399	1400	1401	1402	1403	1404	1405	1406	1407	1408	1409	1410	1411	1412	1413	1414	1415	1416	1417	1418	1419	1420	1421	1422	1423	1424	1425	1426	1427	1428	1429	1430	1431	1432	1433	1434	1435	1436	1437	1438	1439	1440	1441	1442	1443	1444	1445	1446	1447	1448	1449	1450	1451	1452	1453	1454	1455	1456	1457	1458	1459	1460	1461	1462	1463	1464	1465	1466	1467	1468	1469	1470	1471	1472	1473	1474	1475	1476	1477	1478	1479	1480	1481	1482	1483	1484	1485	1486	1487	1488	1489	1490	1491	1492	1493	1494	1495	1496
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

★ ★ П О Н И М А Ю Т ★ ★



ВСЯ ХИМИЯ

**В 50
ТАБЛИЦАХ**



ISBN 5-7804-0063-6



9 785780 400639