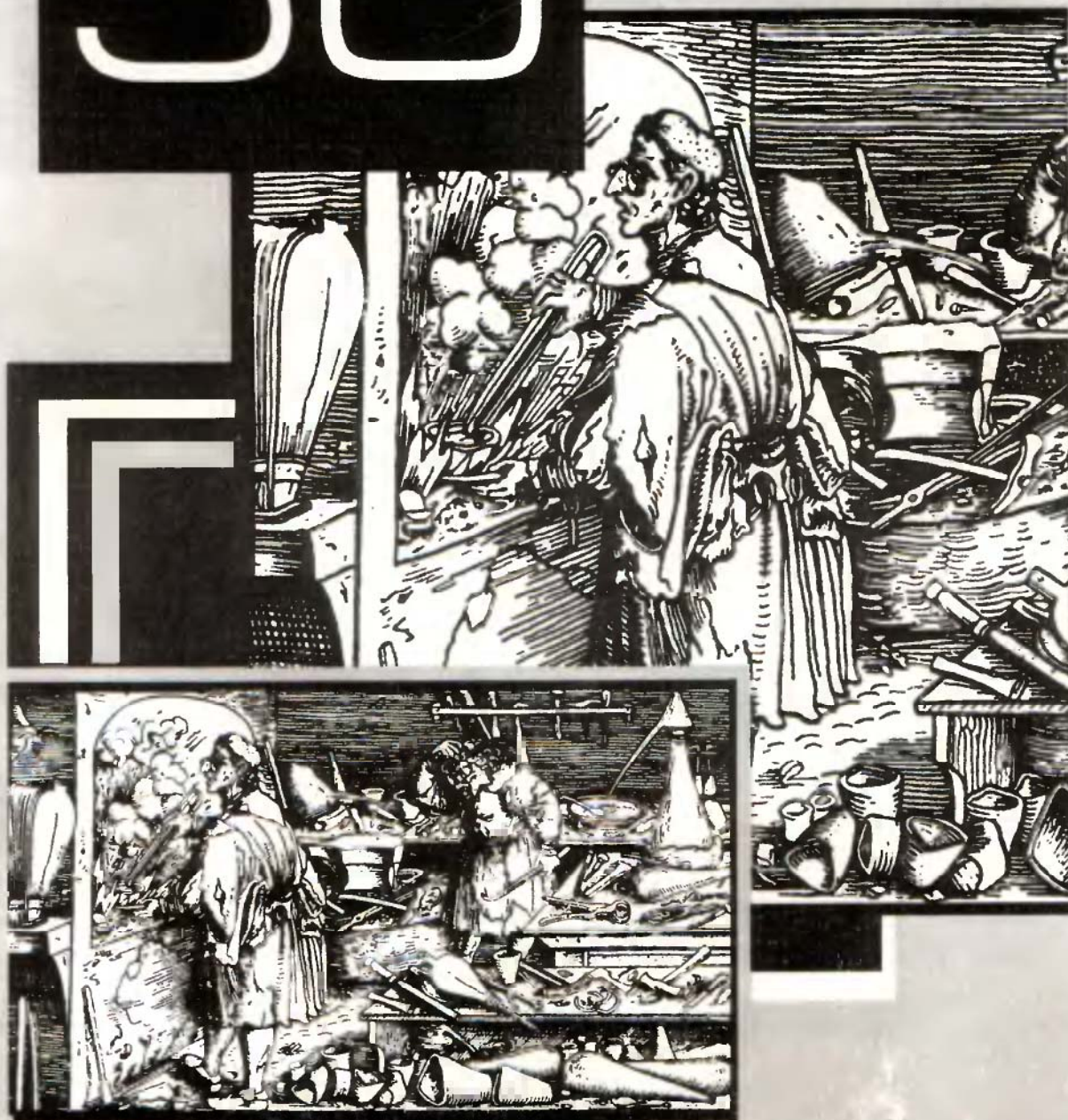


А.Ю. СТАХЕЕВ

ВСЯ ХИМИЯ

В 50 ТАБЛИЦАХ



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.БЕРДОНОСОВ

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

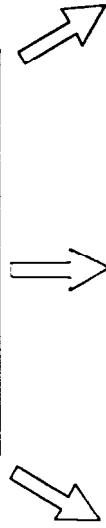
(составная часть простых и сложных тел)

«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.

Химический элемент
формы существования



Простые вещества
атомы химически связаны с атомами того же элемента:
H₂, O₂, O₃, P₄, графит и т.д.

Одночисленные атомы
инертные газы
He, Ne, Ar
ослабленные элементы образуют при нагревании молекулы
H, O, Cl

Сложные вещества
атомы химически связаны с атомами других элементов
CO₂, NH₄Cl и др.

ЯВЛЕНИЯ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ

Физические
без изменения состава и строения веществ
Нагревание угля
Испарение сухого льда (CO₂)

Химические
изменяются состав и строение веществ
2O₃ = 3O₂
2Cu + O₂ = 2CuO
CaCO₃ = CaO + CO₂

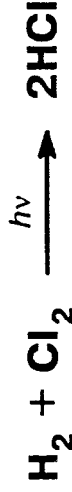
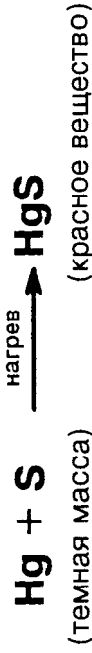
при смешении

Механическая смесь

вещества сохраняют химическую индивидуальность

Химическое соединение

образуется новое вещество



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

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

C — алмаз, графит, фуллерены и др.

O — O₂, O₃ и др.

S — моноклинная, ромбическая и др.

P — белый, красный, черный

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

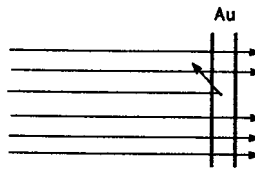
1903 г. — Дж. Томсон — предложил модель строения атома, согласно которой электроны располагаются внутри сферы, имеющей положительный заряд («пудинговая модель»)

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

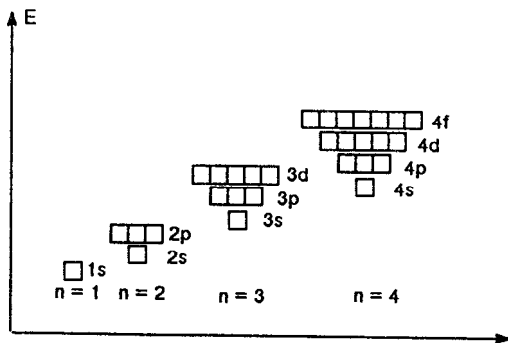
0 1 2 3 4
 s p d f g

$n = 1, l = 0$ 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 ${}_1^1p$ и нейтронов ${}_0^1n$

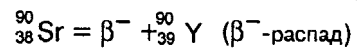
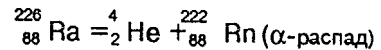
${}_1^1p + {}_0^1n$ — ядерные силы

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

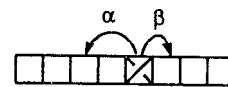
Изотопы — нуклиды одного элемента (${}_{17}^{35}Cl, {}_{17}^{37}Cl$)

Изотопы одного элемента химически неразделимы.

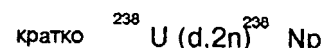
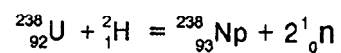
Радиоактивный распад:



! 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					
Э ₂ O	ЭO	Э ₂ O ₃	ЭO ₂	Э ₂ O ₆	ЭO ₃	Э ₂ O ₇

↓ группа

«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 ($Be_2O_3 \rightarrow BeO \Rightarrow 13.5 \rightarrow 9$);
3. При определении положения — руководствовался в первую очередь химическими свойствами $I \leftrightarrow Te$; $Co \leftrightarrow Ni$;
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 и атомный номер элемента соответствует значению заряда его ядра.

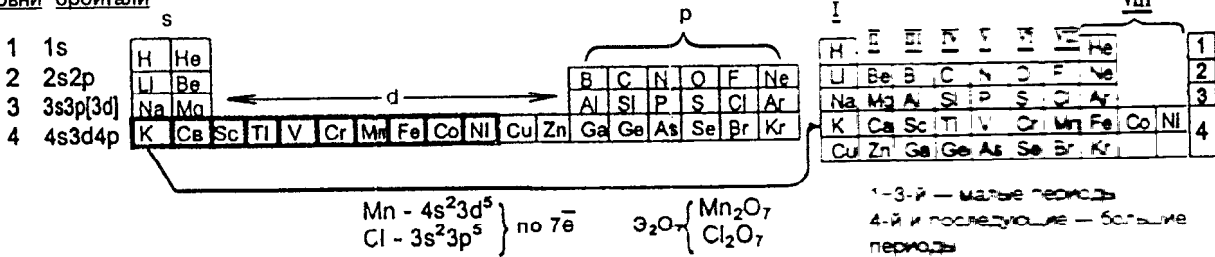
Современная трактовка: Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от значения заряда ядер атомов (равного атомному номеру элемента в периодической таблице элементов).

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

Заполнение
уровни орбитали

длиннопериодный вариант

короткопериодный вариант



Зависимость характеристик элементов от их положения в периодической таблице

В МАЛОМ ПЕРИОДЕ: заполнение одного электронного уровня



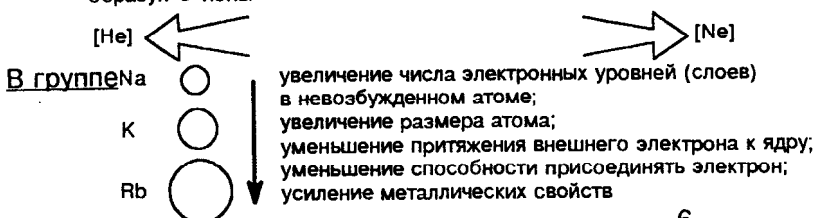
переход к следующему периоду →
переход к другому электронному уровню, расположенному дальше от ядра, поэтому — уменьшение притяжения внешнего электрона

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

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 легко отдают e^- , образуя Φ^- -ионы образуют преимущ. ковалентные связи элементы конца периода легко принимают e^- , образуя Φ^- -ионы



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)

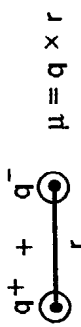
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Взаимодействие атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы

перераспределение и (или) обобществление электронов (внешних, валентных), повышение электронной плотности между атомами, притягивающей ядра.



- 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

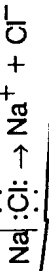
$\chi \sim 1.0, F \sim 4.0$
 $Rb \sim 0.8, I \sim 2.5$

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

твердые вещества } силы притяжения
 высокие $T_{\text{плавления}}$ } между ионами

при плавлении, растворении в воде хорошо проводят электрический ток



ВАЛЕНТНОСТЬ
 1853 г. — Франкленд. 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.

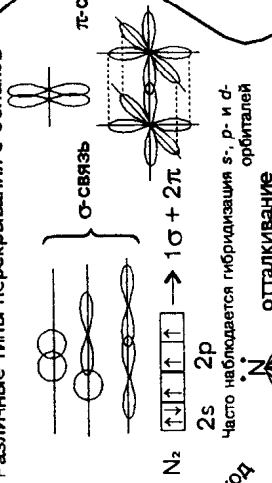
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ — условный заряд атома, вычисленный по определенным правилам:

1. Степень окисления (СО) атома в простом веществе равна 0 (H_2, P_4, S_8 и др.)
2. Алгебраическая сумма СО атомов в молекулах (CO_2, CH_4) равна 0, в ионе (SO_4^{2-}, MnO_4^-) — его заряду
3. Степень окисления F в его соединениях всегда равна -1
4. СО атомов щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях всегда равна +1 и +2
5. СО H в соединениях +1 (см. также п. 7)
6. СО O в соединениях -2 (см. также п. 7)
7. Всегда предпочтительнее отдавать правило с меньшим номером, поэтому $K^+ H^-$; $H_2^{+1} O_2^{-1}$ и др.
8. СО может быть отрицательной, положительной, равной 0 ($Fe(CO)_5$ и др.), дробной ($K_2S_5^{-0.4}$)

передача электронов

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ
 $\cdot \dot{Cl} : + \cdot \dot{Cl} : \rightarrow \dot{Cl} : \dot{Cl} : (Cl-Cl)$
 $\cdot \dot{N} : + \cdot \dot{N} : \rightarrow \cdot \dot{N} : \dot{N} : (N \equiv N)$

направленность связи — формы орбиталей
 Различные типы перекрывания e-облаков



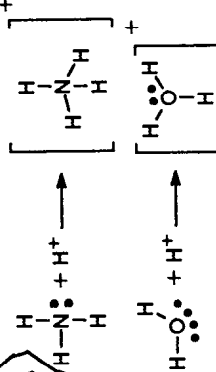
При соединении атомов с различными электроотрицательностями — полярная связь

обобществление электронов

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ
 донор — имеет неподеленную e-пару



акцептор — свободную орбиталь (H^+)



1. Все связи эквивалентны.
2. 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 $F \dots H-O, O \dots H-N$.

обобществление электронной пары одного атома

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

электропроводность, теплопроводность, ковкость металлов.
 Модель «электронного газа», который удерживает вместе атомные положительные заряженные остовы.
 Современная модель — электроны расположены не на отдельных энергетических уровнях, а в «энергетической зоне», и легко в этой зоне перемещаются

обобществление электронов между всеми атомами кристалла

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

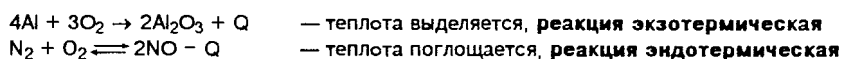
Необходимо отметить: существует много реакций, которые трудно отнести к одному определенному типу:



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

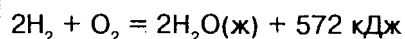
ПО ТЕПЛОВУМУ ЭФФЕКТУ

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

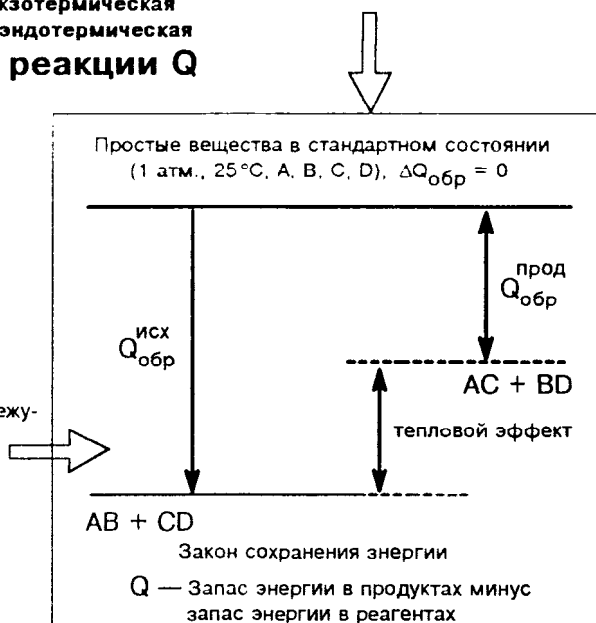
Термохимические уравнения — с указанием теплового эффекта



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

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



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):

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

Чем определяется скорость?

Реакция происходит при столкновении молекул реагирующих веществ, поэтому скорость определяется \ominus числом столкновений и \oplus их энергией

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

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

$$\phi = k[A]^n \cdot [B]^m \quad \text{где } k - \text{константа скорости (} k = \phi \text{, если, например, } [A] = [B] = 1 \text{)}$$

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

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

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

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

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

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

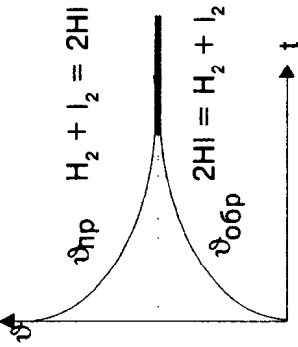
Приближенное правило Вант-Гоффа: скорость возрастает в 2-4 раза при нагревании на 10°C .

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

R — газовая постоянная, T — температура, K

\oplus Катализатор — изменение механизма реакции \rightarrow уменьшение энергии активации \rightarrow увеличение скорости.

Ингибитор — уменьшение скорости реакции.



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

Химическое равновесие имеет динамический характер

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

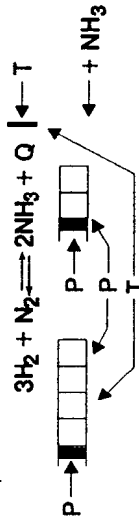
константа равновесия K

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

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

Способы смещения химического равновесия

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



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



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов

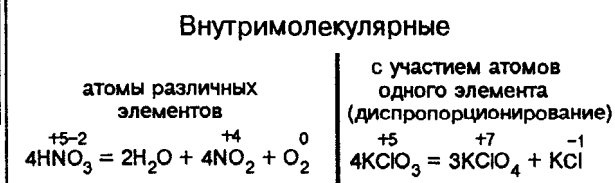
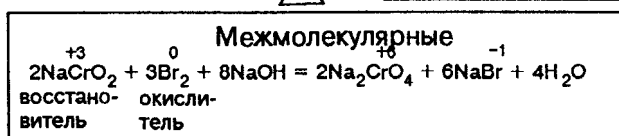
Условно считают, что окисление — это отдача атомом, ионом, молекулой электронов, а восстановление — присоединение к ним электронов. При окислении степень окисления атома возрастает, при восстановлении уменьшается.

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

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



Окислительно-восстановительные реакции



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

Окислители:

1. Простые вещества, образованные атомами элементов-неметаллов VI-VII групп (F_2 , O_3 , O_2 , Cl_2 , Br_2 и др.)
2. Многие многозарядные ионы металлов:
 $\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$; $\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$
3. Ионы, содержащие атомы элементов в высоких степенях окисления:
 MnO_4^- (Mn VII), $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (Cr VI)
4. Ионы и молекулы, содержащие атомы неметаллов в высших степенях окисления:
 HNO_3 , KClO_3 и др.
5. Кислоты (за счет ионов H^+)
6. Пероксиды, надпероксиды, озониды
 H_2O_2 , K_2O_4 , KO_3

Восстановители:

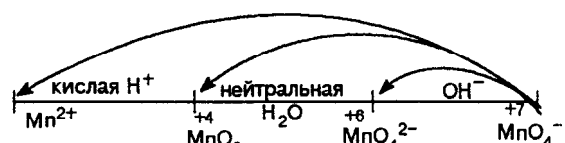
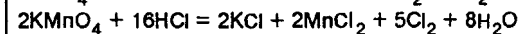
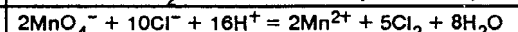
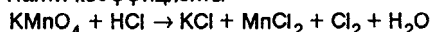
1. Атомы металлов I-III групп и др. (Na, Ca, Al, Fe...)
2. Отрицательно заряженные ионы неметаллов S^{2-} , Cl^- и др.
3. Многие сравнительно малозарядные ионы металлов (Fe^{2+} , Mn^{2+} и др.)
4. Ионы и молекулы, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления:
 SO_2 , SO_3^{2-} , H_3PO_3 и др.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

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют:

Метод электронно-ионного баланса

(в водных растворах)

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

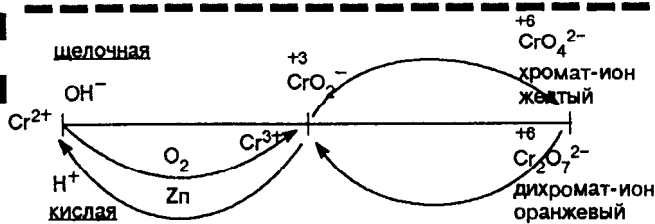
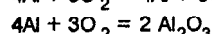
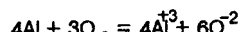
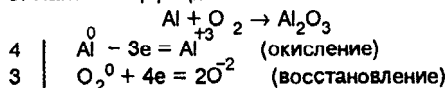


т.о., наибольшая окислительная активность KMnO_4 — в кислой среде (обычно используют разбавл. H_2SO_4)

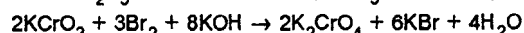
Метод электронного баланса

(газ + газ, газ + тв., тв. + тв.)

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



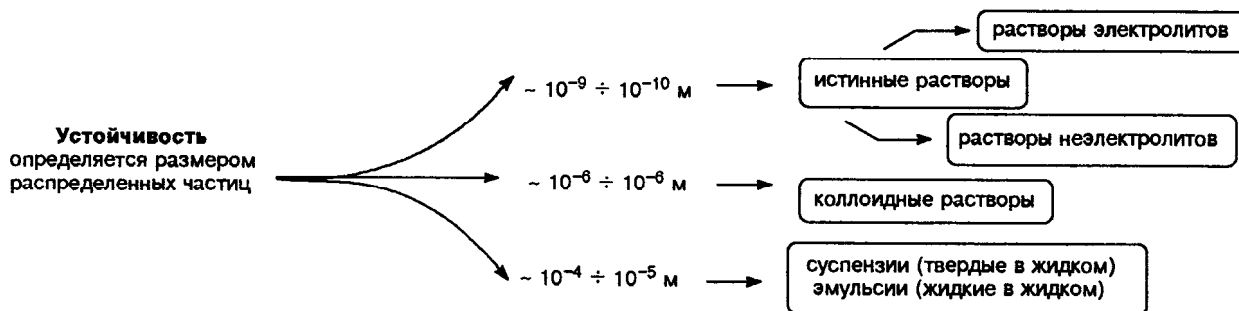
Cr_2O_3 — темно-зеленый; CrO_3 — темно-красный



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



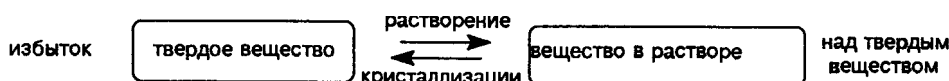
Количественная характеристика

Качественная характеристика

<p>Массовая доля $W = \frac{m_1 \text{ (масса растворенного вещества)}}{m_2 \text{ (общая масса раствора)}}$</p> <p>обычно выражают в процентах</p> <p>Если количество растворенного вещества n отнесено к общему объему раствора V, то говорят о молярной концентрации C</p> <p>$C = \frac{n_{\text{растворенного вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$ (моль/дм³; моль/л)</p>	<p>Разбавленные: относительно малое содержание растворенного вещества.</p> <p>Концентрированные: относительно высокое содержание растворенного вещества. Например, 95–98% масс. H₂SO₄</p>
---	---

Растворение, растворимость

подобное растворяется в подобном



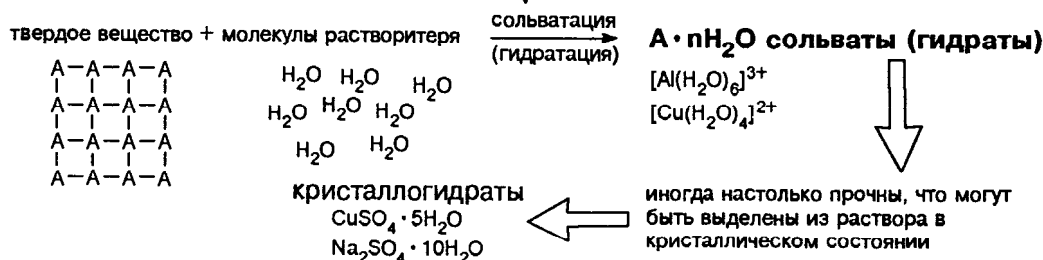
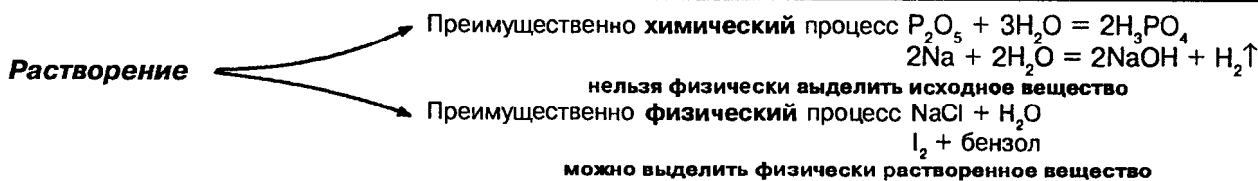
Равновесие: насыщенный раствор. Отсутствие равновесия — ненасыщенный раствор (концентрация ниже насыщенного), или пересыщенный раствор — выше насыщенного.

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

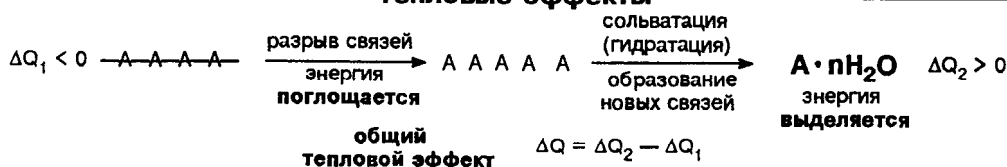
Если теплота в результате растворения:

- выделяется, то с увеличением температуры растворимость уменьшается. Например, растворение в воде O₂.
- поглощается, то с увеличением температуры растворимость увеличивается. Например, растворение в воде KCl, KNO₃ и др.

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



Тепловые эффекты



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Растворы многих солей, кислот, оснований

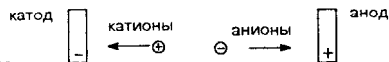


1. Проводят электрический ток (хотя в сухом состоянии — изоляторы)
2. Некоторые коллигативные свойства растворов ($T_{\text{кипения}}$, $T_{\text{замерзания}}$ и т.д.) изменяются т.о., как будто число частиц в целом число раз больше, чем число молекул (формульных единиц) растворенного вещества.

Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток

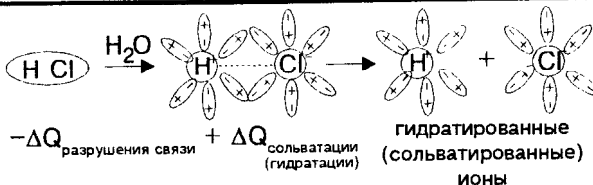
Теория электролитической диссоциации 1887 г. Сванте Аррениус

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 $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$ характеризуют

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

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

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

значение α не связано с растворимостью вещества в воде

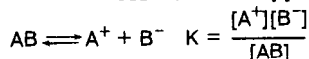
$K_{\text{дис}}$ — константа при **данной** температуре

Условное деление электролитов по силе для 0.1 моль/л растворов

3% α 30%

Слабые электролиты H_2S , H_2CO_3 , CH_3COOH , фенол, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

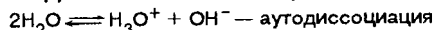
Константа диссоциации



Ступенчатая диссоциация



Вода — слабый электролит



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K'[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} (22^\circ) \text{ (ионное произведение воды)}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{OH}^-]} \quad \text{Водородный показатель} \quad \text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ — нейтральная pH = 7
 $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ — кислая pH < 7
 $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ — щелочная pH > 7

Водородный показатель

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

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pH} < 7$$

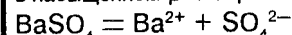
$$\text{pH} > 7$$

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



$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}; [\text{BaSO}_4] = \text{const}$$

$$K' = \text{PP}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

При $T = \text{const}$ $\text{PP} = \text{const}$

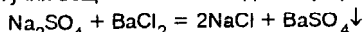
Если $[\text{A}^+][\text{B}^-] > \text{PP}$, ↓ осадок

Ионные реакции: реакции между ионами, протекающие в растворе электролитов

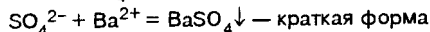
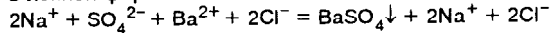
Протекают в случае образования осадков ↓, летучих веществ ↑ и малодиссоциированных веществ

$\text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 \neq$
 $\text{KOH} + \text{NaCl} \neq$

Смеси ионов, реакции не идут. Нельзя говорить об изменении состава исходных веществ



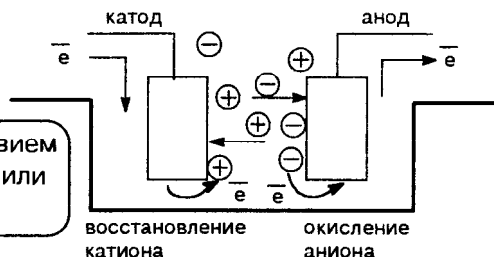
в ионной форме:



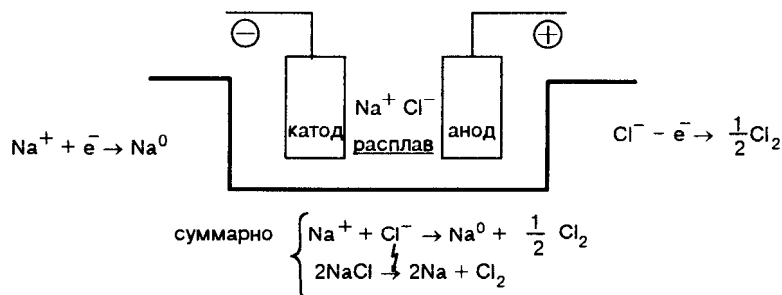
ЭЛЕКТРОЛИЗ

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

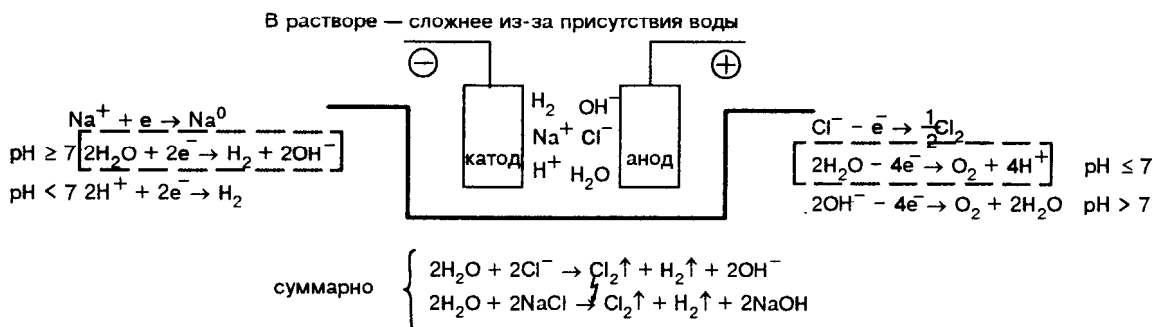
Совокупность химических реакций, протекающих под действием электрического тока на электродах, помещенных в раствор или расплав электролита, называется **электролизом**



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

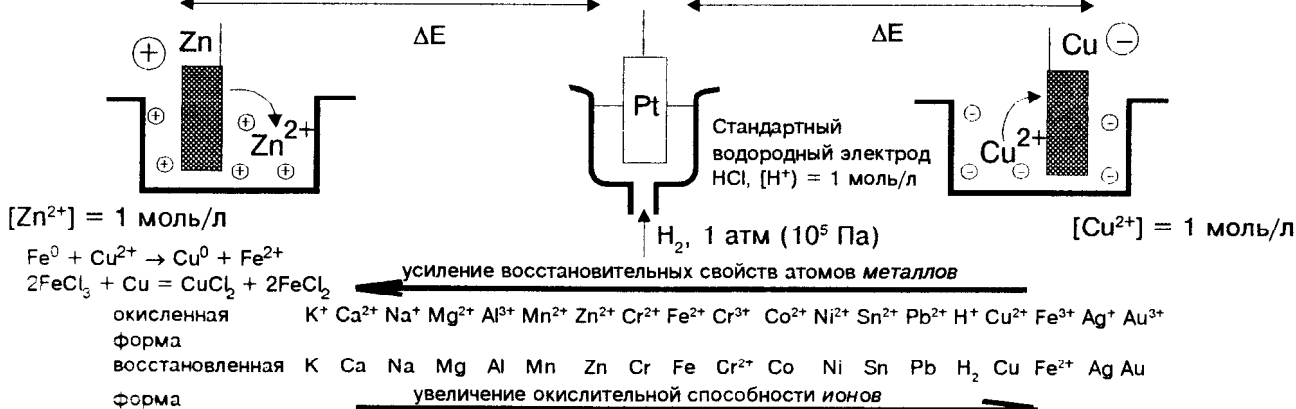


② Раствор NaCl

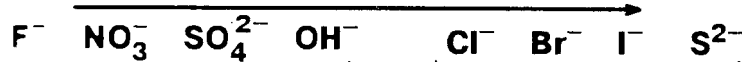


Еще сложнее электролиз протекает в смесях солей. Возможность осуществления того или иного процесса зависит от окислительно-восстановительных свойств ионов в растворе

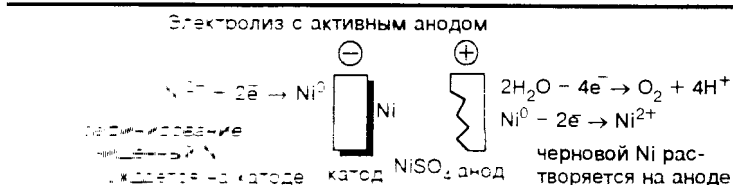
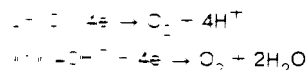
Для металлов — электрохимический ряд напряжений (ряд стандартных потенциалов E^0)



Для анионов — аналогично можно построить ряд увеличения восстановительной активности анионов



и молекулы воды: окисляются сами при электролизе водных растворов



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

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

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

ОКСИДЫ

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

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

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

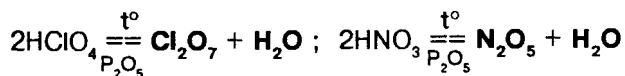
Получение оксидов

1) **Окисление кислородом**
 а) простых веществ: $2Mg + O_2 = 2MgO$
 б) сложных веществ: $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$

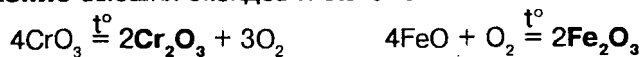
2) **Разложение** а) нагреванием солей: $2CuSO_4 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + 2SO_2 + O_2$! кроме солей щелочных металлов:
 $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$
 $2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2PbO + 4NO_2 + O_2$

б) нагреванием оснований: $Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$! гидроксиды щелочных металлов не разлагаются, кроме LiOH
 $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $2LiOH = Li_2O + H_2O$

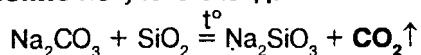
в) нагреванием кислородсодержащих кислот в случае термически неустойчивых кислот (H₂CO₃, H₂SO₃) — простое нагревание
 $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$
 в случае термически устойчивых кислот — нагревание в присутствии P₂O₅



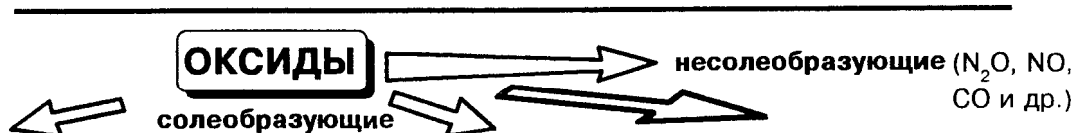
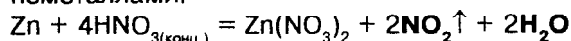
3) **Разложение** высших оксидов и **окисление** низших:



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



5) **Взаимодействие кислот — окислителей** (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):
 $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

2) Все — с кислотами
 $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$

3) С кислотными оксидами
 $CaO + CO_2 = CaCO_3$

4) С амфотерными оксидами
 $Li_2O + Al_2O_3 = 2LiAlO_2$

Амфотерные
 ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂

Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$$

Реагируют с основными и кислотными оксидами

$$ZnO + CaO \xrightarrow{t^\circ} CaZnO_2$$

$$ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} ZnSiO_3$$

Кислотные — реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.

1) Большинство — с водой
 $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

2) Со щелочами
 $2NaOH + SiO_2 = Na_2SiO_3 + H_2O$

3) С основными оксидами
 $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$ (шлак)

4) С амфотерными оксидами
 $Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$

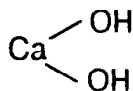
ОСНОВАНИЯ

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

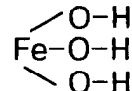
С позиции протонной теории Й. Бренстеда и Т. Лоури основания — акцепторы протонов (NH₃ + H⁺ = NH₄⁺)

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

гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов —
щелочи



гидроксид кальция



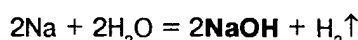
гидроксид железа (III)

Физические свойства: Твердые кристаллические вещества. В воде растворимы щелочи: LiOH, NaOH, KOH, CsOH, RbOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, другие — малорастворимы. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань — **едкие щелочи**

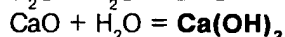
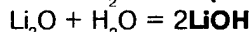
ПОЛУЧЕНИЕ

Щелочи можно получить по реакциям:

1. Металл + вода



2. Оксид + вода

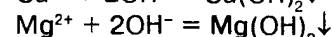
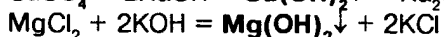
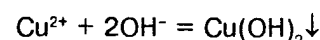
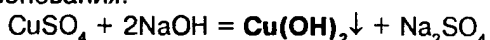


3. Электролиз водных растворов солей щелочных металлов

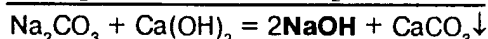


Нерастворимые в воде основания:

Соль + щелочь



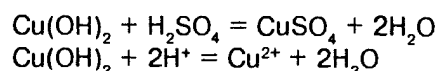
Исключение



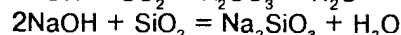
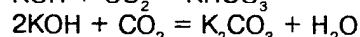
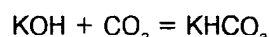
насыщенный раствор

Химические свойства

1. Основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации)



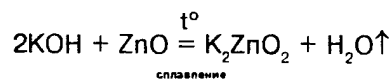
2. С кислотными оксидами



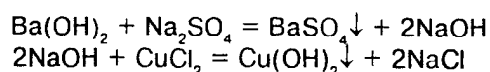
сплавление

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

4. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами



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

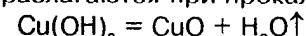


6. При нагревании:

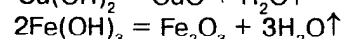
гидроксиды **щелочных металлов** — не разлагаются (кроме LiOH)

щелочноземельных — разлагаются при прокаливании

7. Нерастворимые в воде гидроксиды



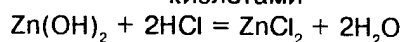
при нагревании разлагаются:



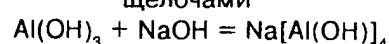
Амфотерные гидроксиды (Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Be(OH)₂, Cr(OH)₃ и др.)

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

<p>Бескислородные (HCl, HBr, H_2S) анион — «-ид» HCl — хлороводородная (соляная), Cl^- — хлорид H_2S — сероводородная, S^{2-} — сульфид</p> <p>Кислородсодержащие кислоты $\Sigma(OH)_m O_n$</p> <p>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).</p>	<p>Кислородсодержащие (H_2SO_4, HNO_3) — гидроксиды неметаллов, диссоциирующие по кислотному типу</p> <p>«ат» — высокая степень окисления SO_4^{2-} — сульфат «ит» — низкая степень окисления SO_3^{2-} — сульфит</p> <p>H_2SO_4 — серная H_2SO_3 — сернистая</p> <p>Если число оксогрупп OH разное при постоянной степени окисления элемента, то кислоту с максимальным числом OH-групп называют ортокислотой, а с минимальным — метакислотой</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} HO \\ \\ HO-P=O \\ \\ HO \end{array}$ <p>ортофосфорная</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\left(\begin{array}{c} O \\ // \\ HO-P \\ // \\ O \end{array} \right)_n$ <p>метафосфорная</p> </div> </div>
--	---

Получение

<p>① кислородсодержащие — взаимодействие соответствующих оксидов (ангидридов) с водой</p> <p>② некоторые кислородсодержащие — действие на неметаллы сильных окислителей</p> <p>③ бескислородные — взаимодействие простых веществ</p> <p>④ реакции обмена между солью и менее летучей кислотой</p>	$\begin{cases} SO_3 + H_2O = H_2SO_4 \\ N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3 \end{cases}$ $\begin{cases} 3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO \\ 3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O \end{cases}$ $\begin{cases} H_2 + Cl_2 = 2HCl \\ H_2 + S = H_2S \end{cases}$ $\begin{cases} NaCl + H_2SO_4 = HCl \uparrow + NaHSO_4 \\ NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{t} HNO_3 \uparrow + NaHSO_4 \end{cases}$
--	---

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

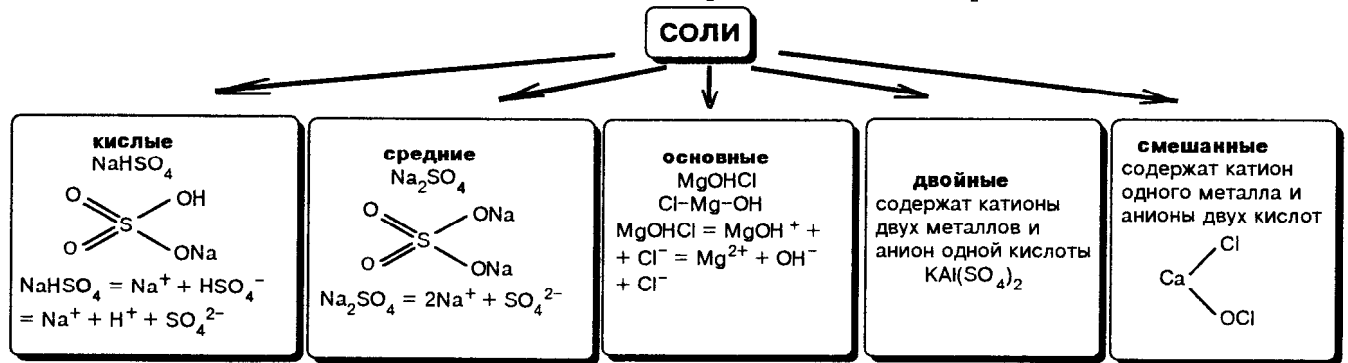
Химические свойства

<p>① Растворы кислот имеют $pH < 7$, окрашивают метилоранж и лакмус в красный цвет</p> <p>② Все кислоты реагируют с основаниями (реакция нейтрализации)</p> <p>③ С основными оксидами (и амфотерными)</p> <p>④ Кислоты, анионы которых — неокислители, реагируют с металлами, стоящими в ряду стандартных потенциалов до водорода, с выделением водорода</p> <p>⑤ С солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество</p> <p>⑥ При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются</p>	$H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O$ $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$ $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ $H_2SiO_3 = H_2O \uparrow + SiO_2 \quad H_2SO_4 = H_2O \uparrow + SO_3 \uparrow$
---	--

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 ($Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHCl \rightarrow MgCl_2$)



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

Получение

1. С использованием металлов	металлы с неметаллами: металлы с кислотами: металлы с солями:	$2Mg + Cl_2 = MgCl_2$ $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ $Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$
2. С использованием оксидов	основные оксиды с кислотами: кислотные оксиды с основаниями: кислотные оксиды с основными: амфотерные оксиды:	<p style="font-size: small;">вытесняет стоящий левее в электрохимическом ряду левее H, или — кислота — окислитель $HNO_3, H_2SO_{4(конц)}$</p> $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ $CaO + CO_2 = CaCO_3$ $Al_2O_3 + CaO = Ca(AlO_2)_2$
3. Реакцией нейтрализации		$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ $HCl + NaHCO_3 = NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
4. Из солей	соли с солями соли с основаниями соли с кислотами	$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$ $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$ $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$

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	$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$ $NaOH + CO_2 = NaHCO_3$ 1 : 1 — кислая
--	---

Избыток кислоты, взаимодействуя со средней солью, переводит ее в кислую } $Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4 = 3CaHPO_4$
 $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$

основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей с щелочами: $ZnCl_2 + NaOH = ZnOHCl \downarrow + NaCl$. Основные соли обычно хуже растворимы в воде, чем средние

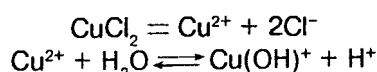
Физические свойства твердые кристаллические вещества. Многие соли имеют высокие температуры пл. и кип. По растворимости в воде делятся на хорошо ($NaCl, KCl$), мало ($PbCl_2, CaSO_4$) и практически нерастворимые ($BaSO_4, PbSO_4, PbS, CaCO_3$). Сильные электролиты.

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

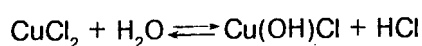
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

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).

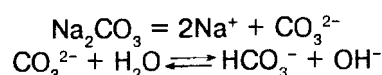
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



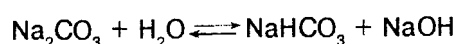
Образуется слабодиссоциирующий катион $Cu(OH)^+$. Среда в растворе кислая



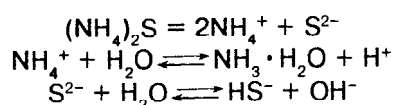
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



Образуется слабодиссоциирующий анион HCO_3^- . Среда в растворе щелочная



Соль образована слабой кислотой и слабым основанием

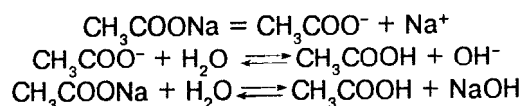


Образуется слабодиссоциированный анион HS^- и растворенный в воде аммиак. Среда близка к нейтральной.



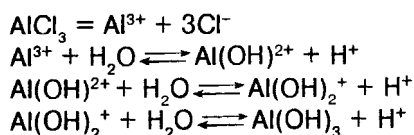
Данная реакция гидролиза необратима, т.к. образуется осадок гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ и выделяется сероводород H_2S

Гидролизу подвергаются соли как неорганических, так и органических кислот:

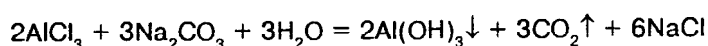
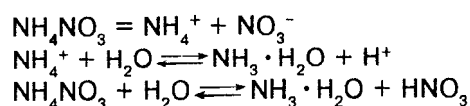
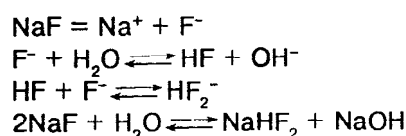


Гидролиз усиливается

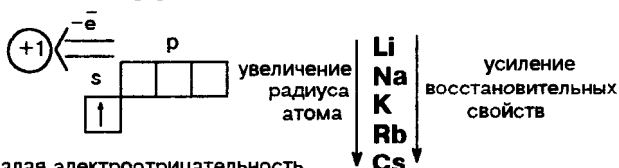
- при нагревании раствора (т.к. гидролиз — обычно эндотермический процесс)
- при разбавлении раствора водой:



Специальные случаи гидролиза



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



малая электроотрицательность, относительно небольшая энергия ионизации

Электрохимический ряд стандартных потенциалов

! Li, Cs, K, Na...

большая энергия гидратации иона Li⁺ (малый радиус)

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).

В природе: Na — 2.64% (по массе), K — 2.5% (по массе), Li, Rb и Cs — значительно меньше

NaCl — поваренная соль (каменная соль), галит

Na₂SO₄ · 10H₂O — глауберова соль

NaNO₃ — чилийская селитра

Na₃AlF₆ — криолит

Na₂B₄O₇ · 10H₂O — буро

KCl — сильвин

KCl · NaCl — сильвинит

} калийные удобрения

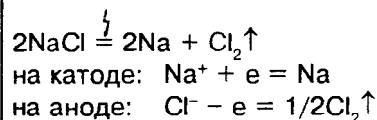
Химические свойства

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**:



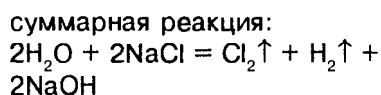
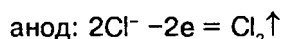
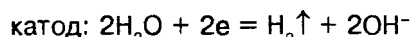
+ 1 Соединения щелочных металлов

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

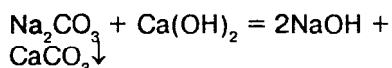
Гидроксиды (едкие щелочи) — твердые кристаллические вещества, типично ионные соединения, сильные основания.
 NaOH — едкий натр, каустическая сода; KOH — едкое кали

Получение

1. Электролиз водного раствора NaCl:



2. Каустификация соды:



Соли — типично ионные соединения, как правило — хорошо растворимы в воде (кроме некоторых солей Li — LiF, Li₃PO₄ и др.). Образованные слабыми кислотами соли **гидролизуются**.

Na₂CO₃ · 10H₂O — кристаллическая сода

Na₂CO₃ — кальцинированная сода

NaHCO₃ — питьевая сода

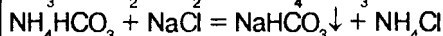
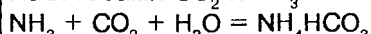
K₂CO₃ — поташ

Получение соды

аммиачный способ (**метод**

Сольвэ) — насыщение раствора

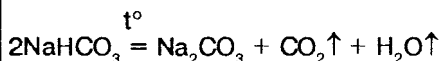
NaCl газами CO₂ и NH₃:



NaHCO₃ выпадает в осадок

(сравнительно мало растворим).

кальцинирование — прокаливание



Качественные реакции:

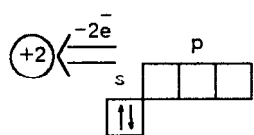
окрашивание пламени ионами

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

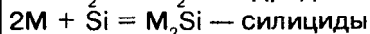
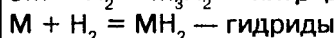
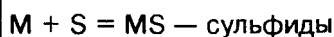
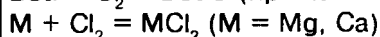
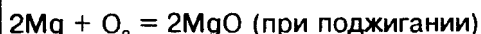
Кальций: легкий (ρ 1.55 г/см³) металл, на воздухе быстро окисляется и разрушается, $t^{\circ}\text{пл}$ 842°C

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

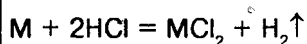
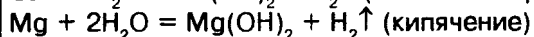
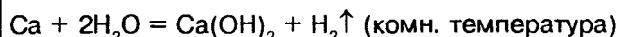
Встречаются только в виде соединений — силикатов, алюмосиликатов. Минералы: MgCO₃ — магнезит, MgCO₃ · CaCO₃ — доломит, MgCl₂ · 6H₂O — бишофит, CaCO₃ — мел, мрамор известняк, CaSO₄ · 2H₂O — гипс, CaF₂ — флюорит, 3Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂ — фторапатит

Химические свойства Mg и Ca

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

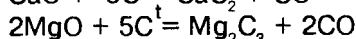
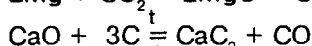
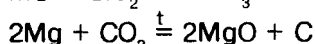
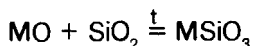
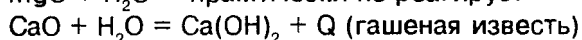


при нагревании

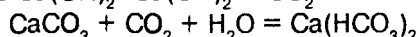
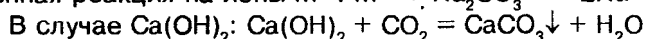
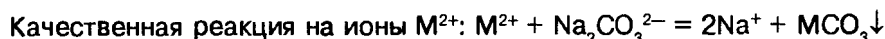


Оксиды MgO и CaO — основные. CaO — негашеная известь, MgO — жженая магнезия

MgO + H₂O — практически не реагирует

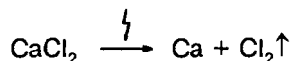


Гидроксид Mg(OH)₂ — среднее по силе основание. Гидроксид Ca(OH)₂ — сильное основание.



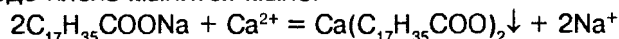
ПОЛУЧЕНИЕ

т.к. металлы IIa подгруппы *сильные восстановители*, то получение возможно только путем электролиза расплавов солей. В случае Ca обычно используют CaCl₂ (с добавкой CaF₂ для снижения t° плавления)

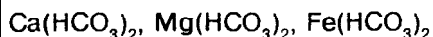


ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

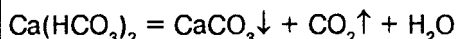
Жесткость воды — наличие в воде растворимых солей Ca²⁺, Mg²⁺ и др. Обуславливает образование накипи. В жесткой воде плохо мылится мыло:



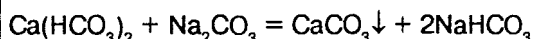
карбонатная — временная



кипячением



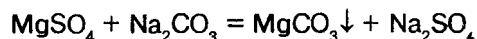
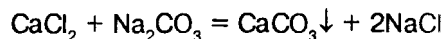
добавлением соды



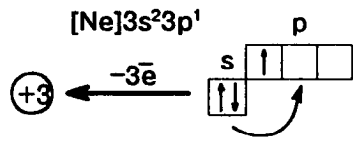
некарбонатная — постоянная



добавлением соды



ПОДГРУППА IIIa. АЛЮМИНИЙ Al

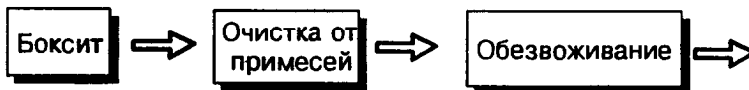


В неметалл
Al } оксиды и гидроксиды
Ga } проявляют амфо-
In } терные свойства
Tl } металлические свойства

В природе: многие горные породы по своему составу — **алюмосиликаты** (Al, O, Si, щелочные и щелочноземельные металлы)
глины — $Al_2O_3 \cdot nSiO_2 \cdot mH_2O$
бокситы — $Al_2O_3 \cdot nH_2O$
нефелины — $KNa_3[AlSiO_4]_4$

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

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



Электролиз Al_2O_3 при $950^\circ C$ в расплаве криолита $Na_3[AlF_6]$
На катоде: $Al^{3+} + 3e = Al^0$
На угольном аноде (расходуется в процессе электролиза):
 $O^{2-} - 2e = O^0$;
 $C + O = CO$; $2CO + O_2 = 2CO_2$

Химические свойства

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

с простыми веществами

- $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3 + Q$ — покрывается пленкой оксида, но в мелкоизмельченном виде горит с выделением большого количества теплоты.
- Алюминотермия — получение металлов: Fe, Cr, Mn, Ti, W и другие, например:
 $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe$
- $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$ (Br₂, I₂) — на холоду
- $2Al + 3S = Al_2S_3$ — при нагревании
- $4Al + 3C = Al_4C_3$ — при нагревании

со сложными веществами

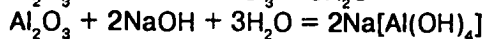
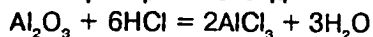
- $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$ — после разрушения пленки Al_2O_3
- Растворяется в щелочах
 $2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$
гидроксиалюминат натрия
- $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$
- С HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 на холоду не реагирует — пассивируется. При нагревании:
 $2Al + 6H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$
конц.
 $Al + 6HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3NO_2 \uparrow + 3H_2O$
конц.

Соединения со степенью окисления +3

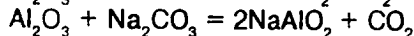
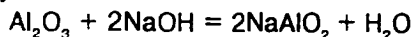
Оксид Al_2O_3 — очень твердый (корунд, рубин), тугоплавкий — $2050^\circ C$. Не растворяется в воде

Получение: $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$

Свойства: амфотерный оксид



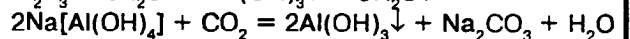
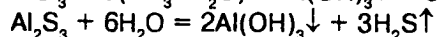
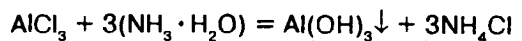
Для перевода в растворимое состояние используют сплавление:



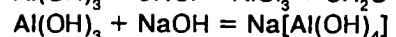
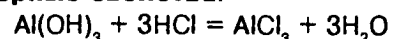
метаалюминат

Гидроксид $Al(OH)_3$

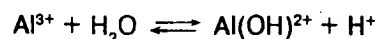
Получение: осаждение из растворов солей

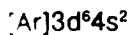


Амфотерные свойства:

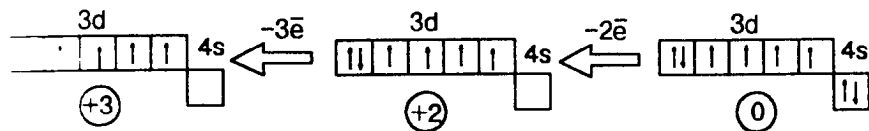


Многие соли Al(+3) хорошо растворимы в воде (кроме $AlPO_4$), они гидролизуются (кислая реакция):





Подгруппа VIIIб. ЖЕЛЕЗО Fe



--- п-подобная полузапол-

--- д-подобная d-подобная оболочка

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

Руда (Fe₂O₃, Fe₃O₄, примеси SiO₂),
 кокс — С, флюсы — известняк CaCO₃

обменный газ

восстановление

образование шлака

науглероживание

сгорание кокса

горячее кислородное дутьё

шлак

металл-чугун

чугун (выше 2.14% С) — хрупкий, расширяется при затвердевании

Чугун — обычно 3–4.5% С
 Сталь — менее 2% С

Получение стали
 удаление С (P, Si, S, Mn)

- Кислородный конвертер**
 $C + O_2 = CO_2$
 $2Fe + O_2 = 2FeO$
- Мартеновская печь**
 $C + O_2 = CO_2$
 $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
 $S + O_2 = SO_2$
 $Si + O_2 = SiO_2$ и др.
- Электродуговой метод**
- Возможно и бездоменное получение стали

Доменный процесс

450°C: $3Fe_2O_3 + CO = 2Fe_3O_4 + CO_2$

600°C: $Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$

700°C: $FeO + CO = Fe + CO_2$

800°C: $FeO + C = Fe + CO$

1000°C: $CaCO_3 = CaO + CO_2$
 $CaO + SiO_2 = CaSiO_3(шлак)$

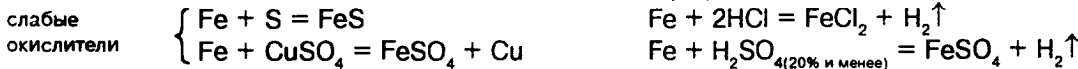
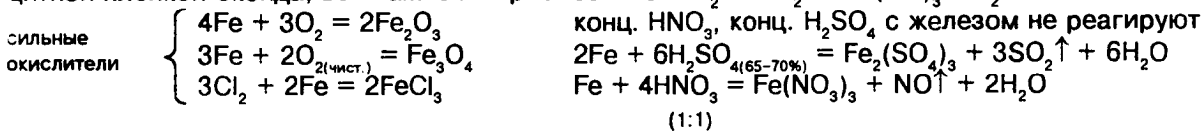
1200°C: $Fe + C \text{ чугуна}$

1600°C: $2C + O_2 = 2CO$
 $C + O_2 = CO_2$

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

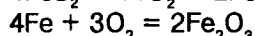
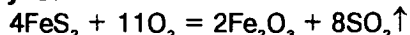
Железо — металл средней химической активности, **восстановитель**, в сухом воздухе покрывается защитной пленкой оксида, во влажном — ржавеет: $Fe + H_2O + O_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \cdot xH_2O$.



+3

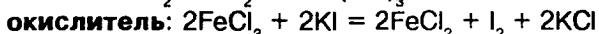
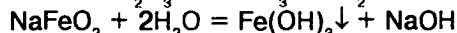
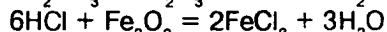
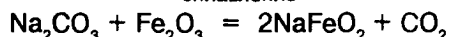
Fe₂O₃ — порошок бурого цвета

Получение:

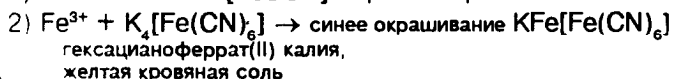


Fe(OH)₃ — амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств

сплавление



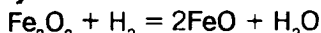
качественные реакции на Fe³⁺



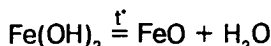
+2

FeO — порошок черного цвета

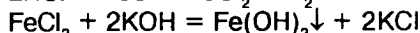
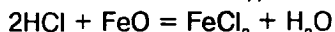
Получение:



оксалат

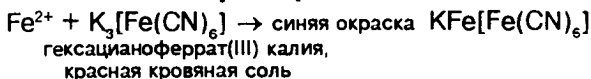


FeO — основной оксид



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

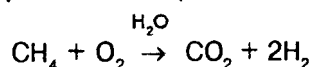


Состоит из **протия Н** (^1H) (99.985%), **дейтерия** D (^2H) и следов радиоактивного **трития** Т (^3H).
Во Вселенной — наиболее распространенный элемент (90% массы Солнца — водород).
В земной коре — 1% по массе.
 Входит в состав воды, метана, нефти, каменного угля.
 В свободном виде встречается очень редко

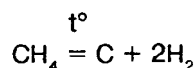
ПОЛУЧЕНИЕ

в промышленности

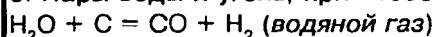
1. Конверсия метана (катализатор, нагрев)



2. Коксовый газ (80% H_2)
3. Крекинг нефти
4. Крекинг метана

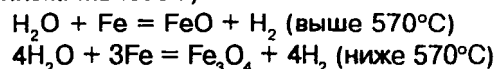


5. Пары воды и уголь, при $\approx 1000^\circ\text{C}$:



Редко:

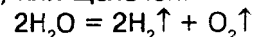
6. Железопаровой способ (водяные пары с раскаленным железом)



7. Электролиз воды (обычно — растворы щелочей): $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

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

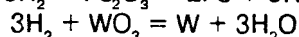
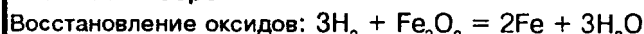
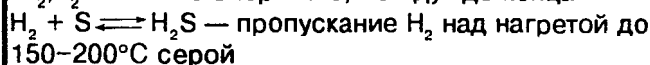
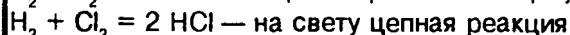
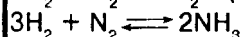
СВОЙСТВА

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])



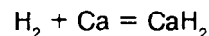
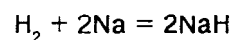
Оксиды металлов, более активных, чем Fe, водородом до металла не восстанавливаются.

Физические: газ без цвета и запаха.

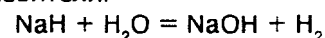
$T_{\text{кип}} -252^\circ\text{C}$. Самый легкий газ. Плохо растворим в воде. Растворяется в некоторых металлах (Pd, Ni), переходя в атомарное состояние.

окислитель

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

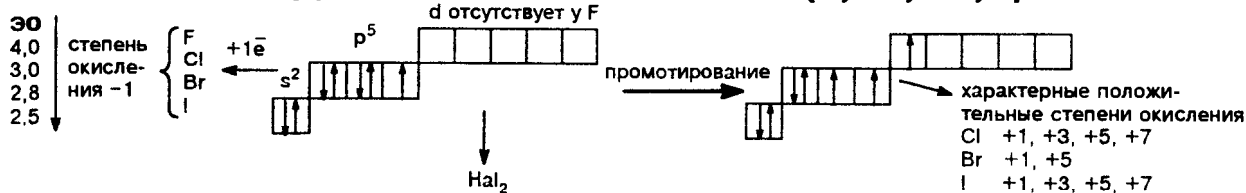


гидриды — ионные соединения, сильные восстановители:



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.

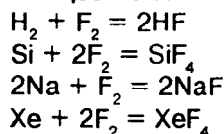
Ткип. °C -108 -35 58 183

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

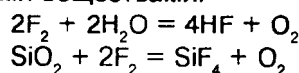
Химические свойства: галогены — сильные окислители, взаимодействуют с металлами, неметаллами, сложными веществами.

F₂ — наиболее реакционноспособен, реакции идут на холоду, при нагревании — даже с учас-
тием Au, Pt

С простыми веществами:



Со сложными веществами:



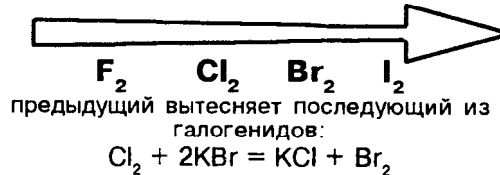
многие металлы в атмосфере фтора загораются.
На поверхности Ni, Cu и некоторых других
возникает защитная пленка, реакции прекращаются

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

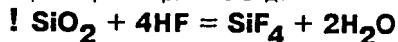
Br₂ — реакционноспособен

I₂ — химически менее активен. Реакция
H₂ + I₂ ⇌ 2HI протекает при 300°C

уменьшение окислительной активности



НHal — газы,
хорошо растворимы в воде



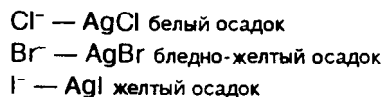
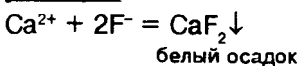
HF HCl HBr HI

увеличивается
сила кислоты
восстановительная и
способность
галогенид-иона

Образуют соли:

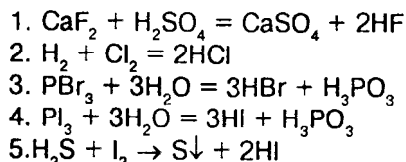
фториды, хлориды, бромиды, иодиды (ионные соединения)

**Качественные
реакции**



нерастворимы
в азотной
кислоте

Получение НHal:



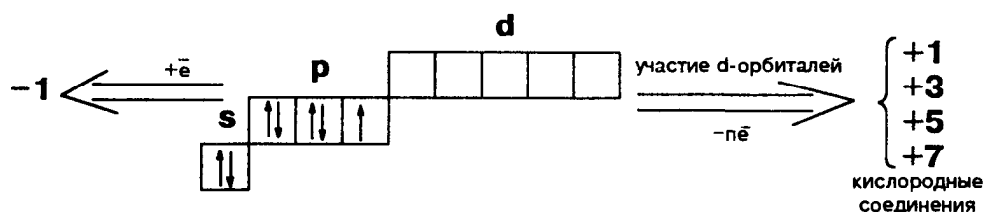
В природе:

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
2NaI + MnO₂ + 2H₂SO₄ → I₂ + MnSO₄ +
Na₂SO₄ + 2H₂O и др.

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

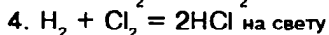
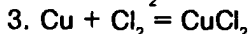
KCl — сильвин

MgCl₂ · KCl · 6H₂O — карналлит

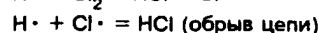
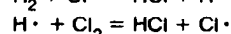
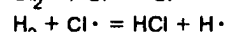
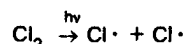
Химические свойства Cl₂:

сильный окислитель

с простыми веществами:



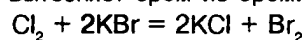
цепной механизм:



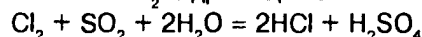
с N₂, C, O₂ — непосредственно не реагирует

со сложными веществами:

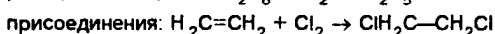
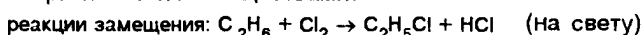
1. Вытесняет бром из бромидов



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:

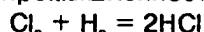


6. С Ca(OH)₂: $\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca(Cl)OCl} + \text{H}_2\text{O}$

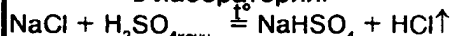
(белильная или хлорная известь)

Получение HCl:

в промышленности:



в лаборатории:

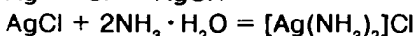
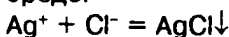


HCl — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (400 л HCl в 1 л воды — макс. 37–40% HCl). Водный раствор — сильная *хлороводородная (соляная) кислота*. Может проявлять восстановительные свойства (за счет Cl⁻):



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

увеличение силы кислоты, возрастание устойчивости, ослабление окислительных свойств

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

HClO₂ — хлористая кислота. Средней силы.

Соли — хлориты NaClO₂, KClO₂

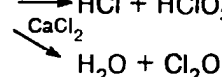
HClO₃ — хлорноватая кислота,

соли — хлораты KClO₃

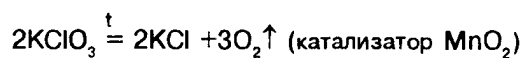
HClO₄ — хлорная кислота, соли

перхлораты KClO₄, NH₄ClO₄

сильные кислоты



KClO₃ — бертолетова соль, разлагается при нагревании

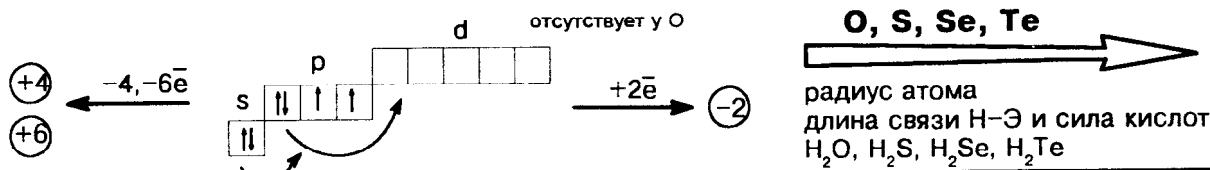


Применение хлора:

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: $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

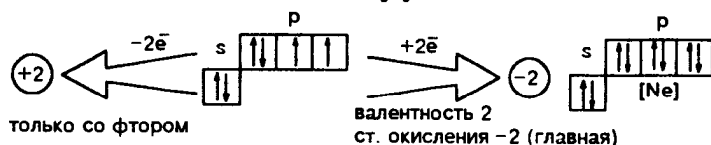
В природе: самородная сера
сульфиды — пирит FeS₂, галенит PbS и др.
сульфаты — CaSO₄ · 2H₂O (гипс) и др.

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
<div style="text-align: center;"> <p>H₂S</p> </div> <p>бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в H₂O</p> <p>Получение: $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{S}$ $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$</p> <p>Химические свойства: Водный раствор H₂S — слабая кислота (слабее H₂SO₃)</p> <div style="text-align: center;"> <p>соли</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>сульфиды, растворимы в H₂O только щелочных металлов, Ca²⁺, Ba²⁺</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфиды известны только в растворах</p> </div> </div> </div> <p>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</p> <p style="text-align: center;">восстановитель</p> <p>обычно окисляется до S⁰, иногда до S(+4) и S(+6) в зависимости от силы и количества окислителя</p> <p>$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ недостаток O₂ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ избыток O₂</p> <p>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 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{S}$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$</p>	<p>В природе — вулканические газы</p> <div style="text-align: center;"> <p>бесцветный газ с резким запахом</p> </div> <p>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</p> <p>в лаборатории $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>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</p> <div style="text-align: center;"> <p>соли</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>растворимы только сульфиты щелочных металлов, гидролиз</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфиты как правило, растворимы</p> </div> </div> </div> <p>SO_2 } окислительно-восстановительная двойственность Na_2SO_3 }</p> <p>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 $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$</p> <p>окислитель с восстановителями $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>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)</p>	<div style="text-align: center;"> <p>легко переходит в (SO₂)_n</p> </div> <p>$T_{пл} = 16,8^\circ\text{C}$, $T_{кип} = 44,8^\circ\text{C}$</p> <p>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</p> <div style="text-align: center;"> <p>серная кислота</p> </div> <p>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</p> <p>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⁺</p> <div style="text-align: center;"> <p>соли</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфаты HSO₄⁻</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>сульфаты SO₄²⁻</p> </div> </div> </div> <p>Качественная реакция: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ белый осадок не растворимый в кислотах</p>

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 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (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:

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

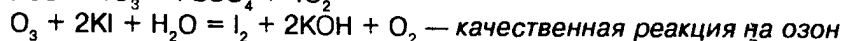
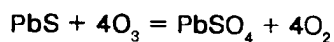
Реакции

<p style="text-align: center;">с неметаллами</p> <p>$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} \text{ } 2000^\circ\text{C}$</p>	<p style="text-align: center;">с металлами</p> <p>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 <i>щелочные металлы</i> (кроме Li) при нагревании в сухом O_2 образуют пероксиды: $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ и надпероксиды: $2\text{K} + 2\text{O}_2 = \text{K}_2\text{O}_4$</p>	<p style="text-align: center;">со сложными веществами</p> <p>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), $\text{CO} \dots$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ пирит</p>
--	---	---

Газообразный кислород существует в двух аллотропных модификациях — диоксигород O_2 и триоксигород 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 $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3 - 286 \text{ кДж}$

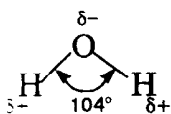
Озон — нестойкое вещество, легко распадающееся, обладает **сильным окислительным действием**



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**



+1 -2 ВОДА (оксид водорода) H₂O

Высокая ЭО атома O, большой дипольный момент молекулы, прочные водородные связи приводят к сильной ассоциации молекул (H₂O)_n. При 20°C n в среднем 4, при 100°C n = 1 и 3% n = 2.

Физические свойства:

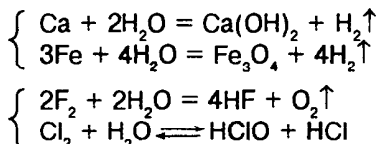
Чистая вода не имеет вкуса, цвета и запаха, в тонких слоях — бесцветная, в толще — голубоватая. Наибольшая плотность при +4°C — 1 кг/л, при 0°C — 0.998 кг/л, так как согласно

одной из точек зрения . T_{пл.} 0°C, T_{кип.} 100°C. Характеризуется высокой теплоемкостью (4.13 кДж/моль · кг · К), высокой теплотой испарения.

Химические свойства:

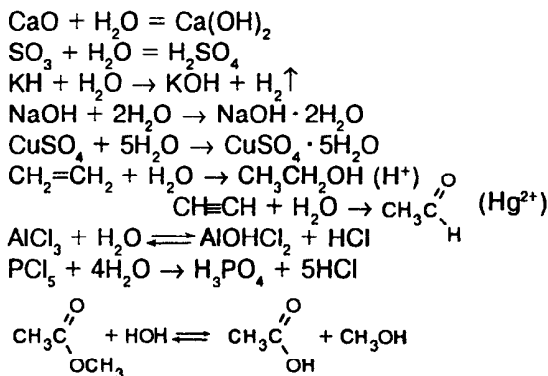
Вода реагирует с простыми веществами:

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



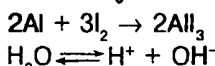
Вода реагирует со сложными веществами:

- 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 [H⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ моль/л, pH = 7

Очистка:

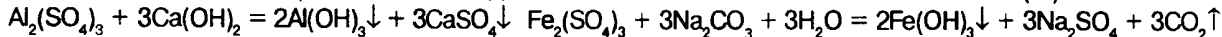
- 1) От крупных частиц — фильтрованием
- 2) От растворенных солей:

временная жесткость — Ca(HCO₃)₂ + Ca(OH)₂ = 2CaCO₃↓ + 2H₂O или кипячением:



постоянная жесткость — CaSO₄ + Na₂CO₃ = CaCO₃↓ + Na₂SO₄

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

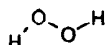


Рыхлые осадки Al(OH)₃ и Fe(OH)₃ захватывают примеси

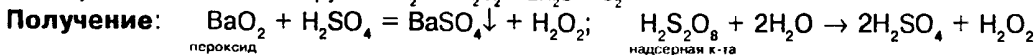
- 4) Обеззараживание — хлорирование или озонирование

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

Пероксид водорода H₂O₂⁻¹



— 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 MnO₂: 2H₂O₂ = 2H₂O + O₂



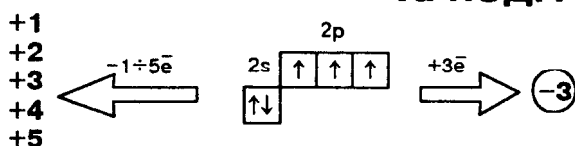
Свойства: 1) Очень слабая кислота: H₂O₂ ⇌ H⁺ + HO₂⁻, соли — пероксиды H₂O₂ + Ba(OH)₂ → BaO₂↓ + 2H₂O

2) окислитель: H₂O₂⁻¹ + 2KI + H₂SO₄ = I₂ + K₂SO₄ + 2H₂O⁻²

3) восстановитель: 5H₂O₂⁻¹ + 3H₂SO₄ + 2KMnO₄ = K₂SO₄ + 2MnSO₄ + 8H₂O + 5O₂

Применение H₂O₂ и пероксидов: отбелка различных материалов, хим. промышленность, окрашивание, медицина, поглощение CO₂: 2Na₂O₂ + 2CO₂ → 2Na₂CO₃ + O₂

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 ($t_{\text{от}} \text{O}_2 = -183^\circ\text{C}$, $\text{N}_2 = -196^\circ\text{C}$)
 ② в лаборатории — разложение нитрита аммония при нагревании:
 $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaNO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{N}_2 + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$

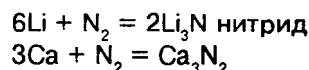
СВОЙСТВА

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)

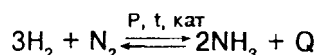
Химические: молекула $\text{N}\equiv\text{N}$ очень устойчива (прочная тройная связь, $E = 942$ кДж/моль) **низкая реакционная способность**

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.

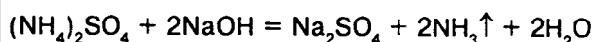


Аммиак NH_3

Соли аммония NH_4^+

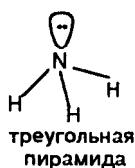
В промышленности: см. выше $\text{H}_2 + \text{N}_2$

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



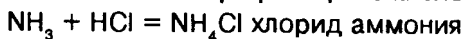
Физические свойства: бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (при 20°C 700 л NH_3 в 1 л H_2O)

Химические свойства:

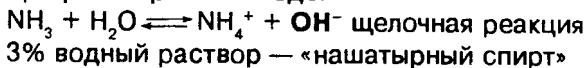


$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$ — ион аммония
 донорно-акцепторное взаимодействие, присоединяет $\text{H}^+ \rightarrow$ ион аммония

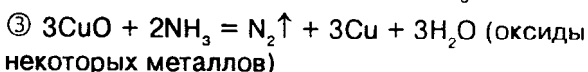
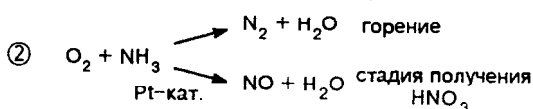
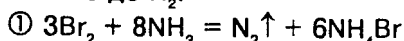
Основание: при реакции с кислотами — соли



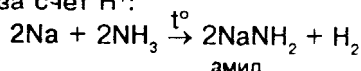
при растворении в воде:



Восстановитель: за счет N^{3-} , окисляется обычно до N_2 :



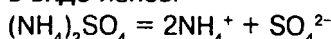
Окислитель: за счет H^+ :



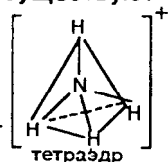
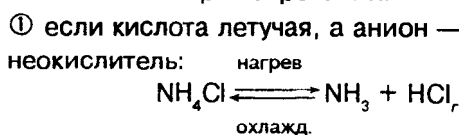
NH_4^+ — ведет себя как катион щелочного металла

Соли аммония хорошо растворимы в воде

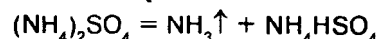
В водных растворах соли аммония существуют в виде ионов:



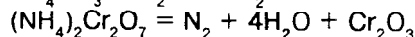
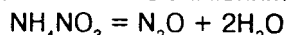
Разложение при нагревании:



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



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

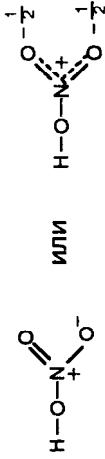
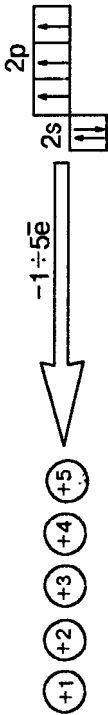
Аммиачная вода NH_3

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

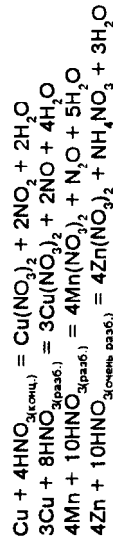


Положительные степени окисления

<p>+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 растворяется в H₂O</p> <p>несолеобразующий</p> <p>>500°C — разлагается $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ поэтому окисляет вещества, реагирующие с O₂ $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{N}_2\text{O} + \text{C} = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2$</p>	<p>+② Оксид азота (II), 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 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \text{ (разб.)} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ бесцветный газ, трудно сжимаемый, плохо растворим в H₂O</p> <p>несолеобразующий окислительно-восстановительная двойственность</p> <p>восстановитель: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$</p> <p>окислитель: $2\text{NO} + 2\text{SO}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{N}_2$ в водном растворе: $2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$</p>	<p>+③ Оксид азота (III), N₂O₃ Получение: $\text{NO}_2 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$, нестойк 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 $2\text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}$ При растворении в воде — $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$</p> <p>кислотный оксид</p> <p>бурый газ +140°C бесцв. кристалл.</p>	<p>+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. $3. 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2$ $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ -11,2°C</p> <p>кислотный оксид</p> <p>бурый газ +140°C бесцв. кристалл.</p>	<p>+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° $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$</p> <p>Кислотный оксид $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$</p> <p>сильный окислитель</p> <p>Азотная кислота HNO₃ Получение: В лаборатории $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3 \uparrow$ В промышленности Pt $1) 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2) 2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ (при охлаждении) $3) 4\text{NO} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ (под давлением O₂)</p>
---	--	---	--	---

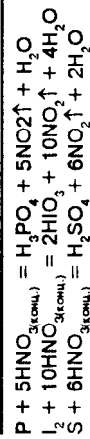
Химические свойства HNO₃

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



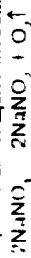
Смесь продуктов в зависимости от активности металла и концентрации HNO₃. Концентрированная HNO₃ пассивирует (на холоду) Fe, Al, Cr

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

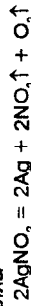


Нитраты — хорошо растворимы в воде. Разлагаются при сильном нагревании.

Щелочные и щелочноземельные металлы



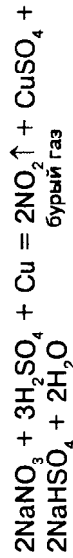
Малоактивные металлы



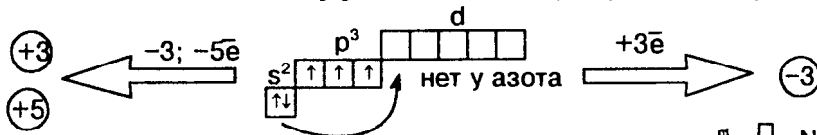
Физические свойства

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

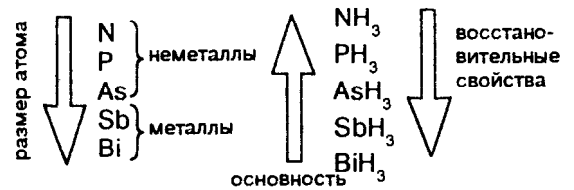


известны и другие степени окисления

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
 нагревание, пов. давление

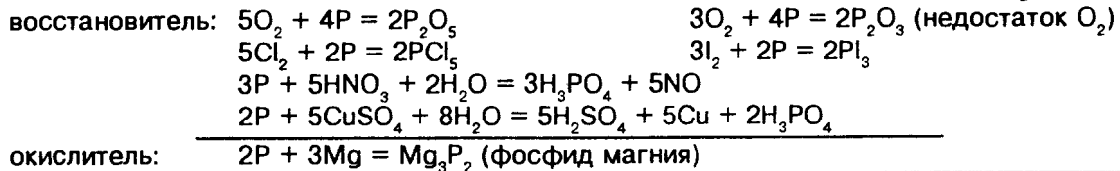
Белый фосфор $\xrightarrow{\text{нагревание, пониж. давление}}$ Красный фосфор



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_2



-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.

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

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

осадок

добавления:

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

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

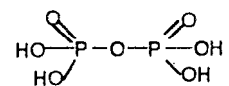
$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$ — двойной суперфосфат

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

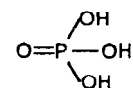
растворим только в кислых почвах

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

+ соль K — аммофоска



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

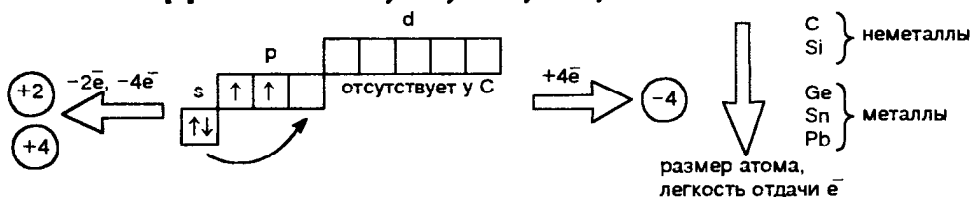


PCl_5 — легко гидролизуется:
 $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$

В промышленности:

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

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



КРЕМНИЙ

кристаллический — темно-серый, алмазо-подобная структура, sp^3 -гибридизация, металлический блеск, полупроводниковые свойства. Химически инертен. Плотность 2,33 г/см³, $t_{пл}$ 1415°C

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

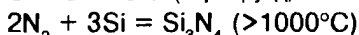
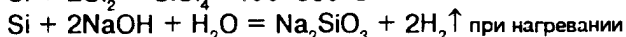
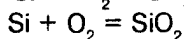
В природе: 2-е место по распространенности (27,6% массы земной коры). Кремнезем — SiO_2 (песок, кварц). Силикаты и алюмосиликаты: $NaAlSi_3O_8$ полевошпат, $Al_2O_3 \cdot xSiO_2 \cdot yH_2O$ глины и мн. др.

Химические свойства

сравнительно инертен, реагирует преимущественно с сильными окислителями или восстановителями,

как правило, требуется высокая температура:

как восстановитель: $Si + 2F_2 = SiF_4 \uparrow$ (при комнатной температуре)

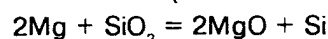
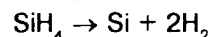
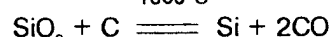


как окислитель: $2Ca + Si = Ca_2Si$ силицид кальция

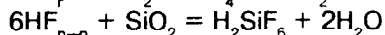
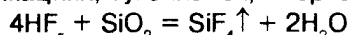
во многих металлах Si заметно растворяется без химического взаимодействия

Получение:

1800°C

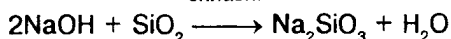


+4 SiO_2 — оксид кремния (IV), существует в нескольких кристаллических модификациях, тугоплавок, инертен, но реагирует с HF:



Кислотный оксид:

сплав.



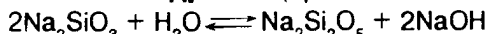
сплав.



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)



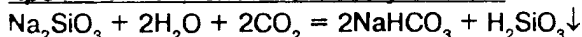
метасиликат

соли поликремниевых

натрия

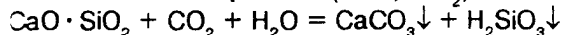
кислот — диметасиликат Na и т.п.

Кремниевые кислоты слабее угольной:



Цементы: прокаливание во вращающихся печах, в газовом пламени смеси глины $Al_2O_3 \cdot xSiO_2 \cdot yH_2O$, известняка $CaCO_3$ и др.

обычный цемент (CaO, SiO_2)



схватывание — за счет CO_2 из воздуха

портланд-цемент

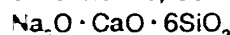
смесь $Ca_3SiO_5,$

$Ca_2SiO_4, Ca_3(AlO_3)_2$ и др.

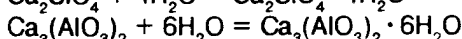
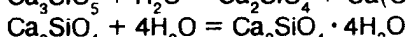
схватывание — за счет гидратации

Стекло: $Na_2CO_3 + SiO_2 + CaCO_3 \rightarrow t^\circ C,$

сплавление, обычное оконное стекло



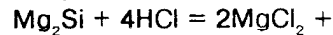
замена части CaO на PbO — хрустальное стекло



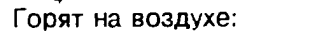
-4 кремнийводороды

(силаны) SiH_4, Si_2H_6 и др.

Получают из силицидов:

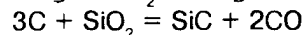
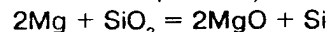


Горят на воздухе:



силициды: Mg_2Si, Ca_2Si и др.

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



Кремниевые кислоты

$nSiO_2 \cdot mH_2O$:

H_4SiO_4 — ортокремниевая

H_2SiO_3 — метакремниевая

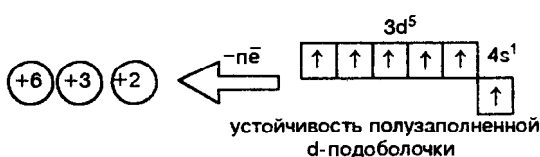
$H_2Si_2O_5$ — диметакремниевая, и т.д.

Нестойкие при нагревании:

$H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$ — 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) Алюминотермия: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$

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:

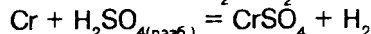
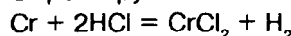
При обычных условиях реагирует только со F_2 .

При нагревании — с Cl_2 , Br_2 , S, O_2 и др.:

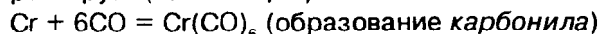


со сложными веществами:

Cr реагирует с кислотами — неокислителями



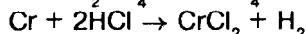
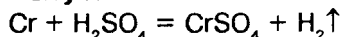
с конц. и разб. HNO_3 , царской водкой — не реагирует (пассивация)



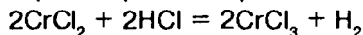
+2

Соединения малоустойчивы, легко окисляются

Получение:

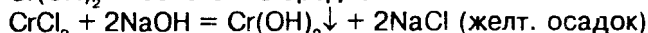


В растворах быстро окисляются до Cr(+3):



CrO — основной оксид.

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — основание средней силы:



Соединения Cr(+2) — сильные восстановители

+3

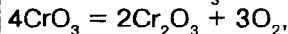
Оксид Cr_2O_3

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

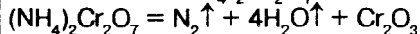
Получение:

сжигание Cr в O_2 ,

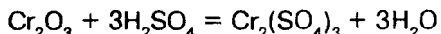
нагревание CrO_3 :



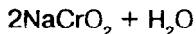
разложение $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



Полученный при невысоких температурах Cr_2O_3 амфотерен



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



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

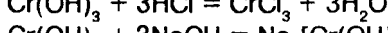


Cr_2O_3 , прокаленный при высоких

температурах, не реагирует ни с

кислотами, ни с основаниями.

Гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ амфотерен:



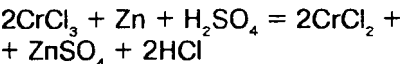
В воде хромит-ионы зеленого цвета.

Ионы Cr^{3+} гидролизуются:

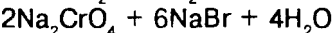
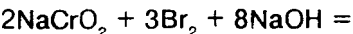


Окислительно-восстановительная двойственность

окислитель:



восстановитель:

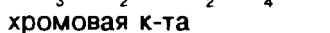
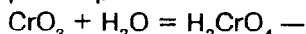


+6

Оксид CrO_3

кислотный оксид

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

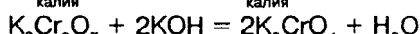


Равновесие

хромат \rightleftharpoons дихромат определяется pH

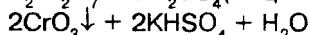


желтый хромат калия \rightleftharpoons оранжевый дихромат калия

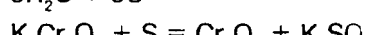
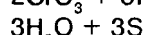
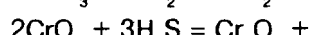
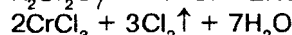
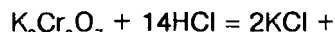


хроматы канцерогенны!

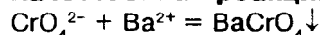
Получение CrO_3 :



Сильные окислители

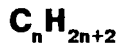


Качественная реакция



желтого цвета

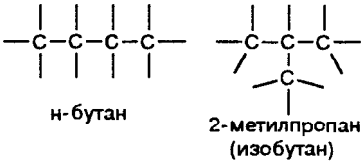
ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ, ПАРАФИНЫ)



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: N°(min) заместителя-заместитель-цепь. Например, 2,3,3-триметил-4-этилгексан
 C¹, C⁶ — первичные, C⁵ — вторичный, C², C⁴ — третичные, C³ — четвертичный атомы углерода

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

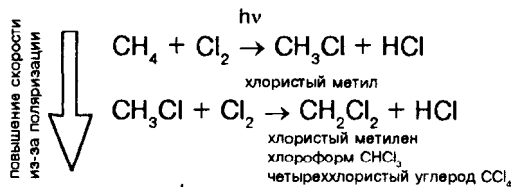
Химические свойства: связи С—С и С—Н прочные, характеризуются низкой поляризуемостью, поэтому свободнорадикальный механизм реакций: CH₃:H → CH₃· + H·

С—Н-связь ↙

↓ окисление

↘ С—С-связь

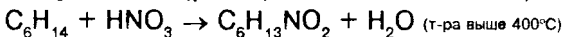
Реакции свободнорадикального замещения (свет, нагрев):



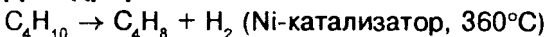
Механизм: Cl₂ $\xrightarrow{h\nu}$ Cl· + Cl·
 CH₄ + Cl· → CH₃· + HCl
 CH₃· + Cl₂ → CH₃Cl + Cl· и т.д. до обрыва.
 Cl· + CH₃· → CH₃Cl или Cl· + Cl· → Cl₂

для гомологов $\begin{cases} CH_3CnH_{2n}BrCH_3 & 90\% \\ CH_3CH_2CH_2Br & 10\% \end{cases}$

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

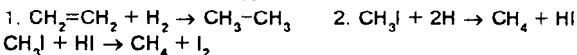


Дегидрирование:

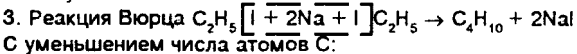


Получение (природный газ, нефть):

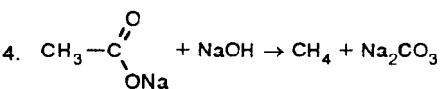
Без изменения числа атомов С:



или с увеличением числа атомов С:



С уменьшением числа атомов С:



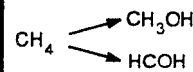
5. Синтез из СО и Н₂: CO + H₂ → смесь углеводор. + H₂O

6. Электролиз растворов солей карбоновых кислот (Кольбэ)
 2CH₃COO⁻ - 2e → 2CO₂ + CH₃-CH₃

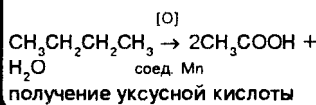
1. Горение CH₄ + 2O₂ = CO₂ + 2H₂O

смеси с воздухом
 взрывоопасны

2. Каталитическое окисление (промышленность)

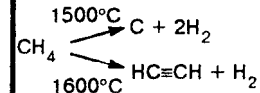


Гомологи — с разрывом С-С связи:



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.



C₄H₁₀ \xrightarrow{t} C₂H₆ + C₂H₄
 смесь продуктов — разветвленные, непредельные.

Циклопарафины: углеводороды, в которых атомы



С образуют цепь (цикл), связи насыщены атомами Н

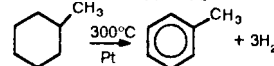
Названия: Цикло + алкан



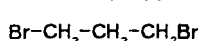
метилциклобутан транс-1,2-диметилциклопропан
Изомерия: углеводородного скелета + пространственная
 Химические свойства: подобны парафинам. Характерно свободнорадикальное замещение.

Следует отметить:

1. Для циклогексанов — легкая дегидрогенизация



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

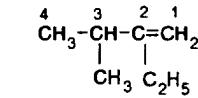


НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ, ОЛЕФИНЫ)

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

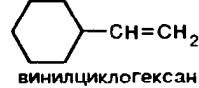
Номенклатура: систематическая (ИЮПАК)

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



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

3-метил-2-этилбутен-1



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

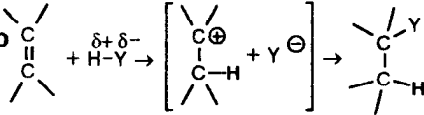
Строение:



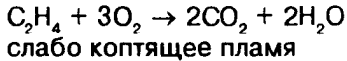
sp^2 -гибридизация, $\angle 120^\circ$. 2p-электрона соседних атомов C образуют π -связь вне линии σ связи C—C. Поэтому нет вращения вокруг связи C=C.

легкость **электрофильного присоединения**

π -связь более реакционноспособна, чем σ -связь

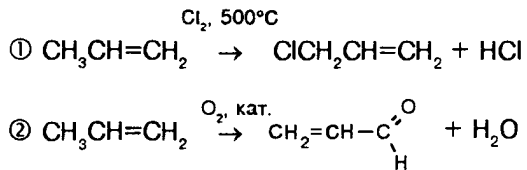


Горение:



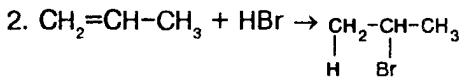
Реакции соседней с C=C связью группы

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



Реакции присоединения по связи C=C

1. $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2CH_2Br$ 1,2-дибромэтан протекает легко — обесцвечивается бромная вода



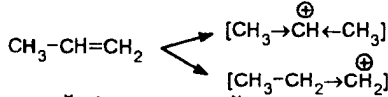
Правило Марковникова: атом H из HHal присоединяется к атому C с наибольшим числом атомов H

Причины:

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

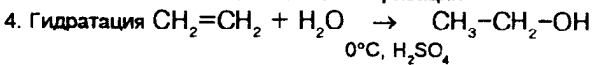
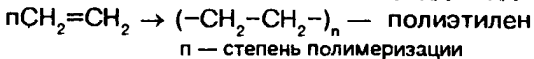
$CH_3 \rightarrow CH=CH_2$ место атаки H—Br

② большая устойчивость промежуточного карбокатиона

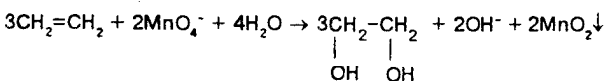


первичный < вторичный < третичный

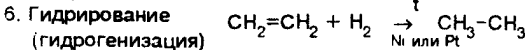
3. Полимеризация (соединение молекул друг с другом):



5. Окисление протекает легко:

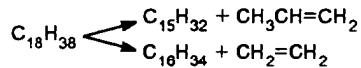


обесцвечивание p-ра — качественная реакция на двойную связь



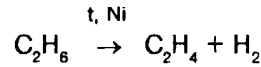
Получение:

① при крекинге нефтепродуктов:

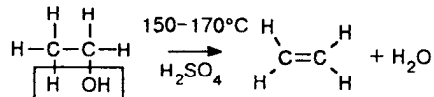


② этилен содержится в газе, выделяющемся при коксовании каменного угля

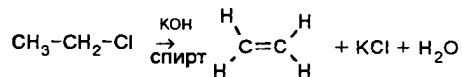
③ дегидрогенирование предельных углеводородов:



④ из спиртов — дегидратация:

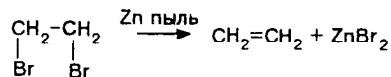


⑤ из моногалогенных производных:



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

⑥ из дигалогенпроизводных:

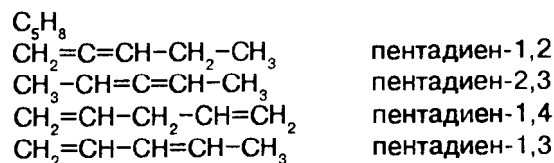
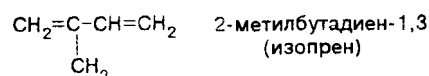


ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ C_nH_{2n-2}

непредельные углеводороды, содержащие 2 двойные связи C=C

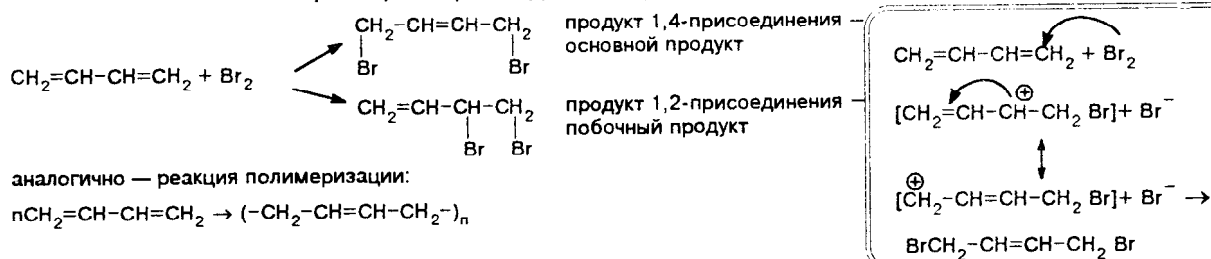
Изомерия: углеродного скелета, пространственная (цис-, транс-), положения C=C

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

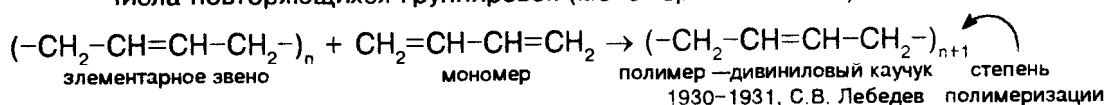


Наибольшее практическое значение имеют 1,3-диены с **сопряженными** C=C связями (группами C=C-C=C)

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

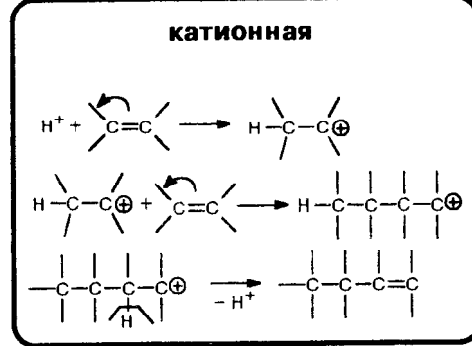
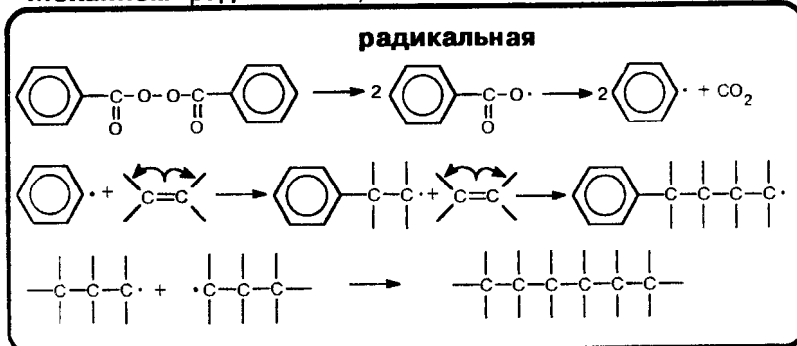


ПОЛИМЕРЫ: Высокомолекулярные соединения, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок (мономерных звеньев)

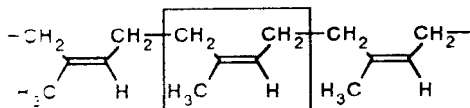


Полимеризация: Процесс синтеза полимера путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи.

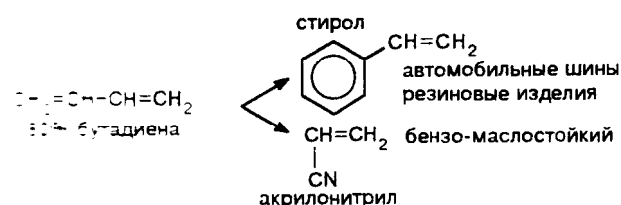
Механизм: радикальный, катионный и анионный



природный каучук — изопреновые

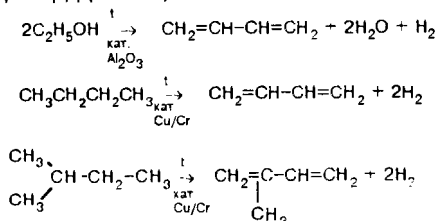


промышленные каучуки (сополимеры)



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

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



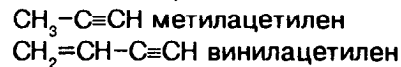
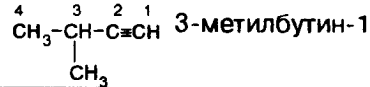
АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ) $C_n H_{2n-2}$

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

Номенклатура:
аналогична олефинам

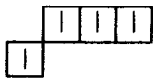
Систематическая (ИЮПАК)
замена **ЕН** → **ИН**

Иногда используют рациональную на основе ацетилена



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

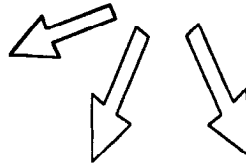
Строение:



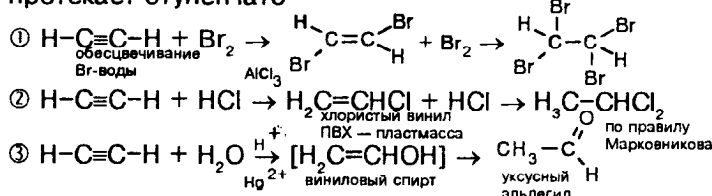
Для атома C в алкинах характерна sp -гибридизация, $\angle 180^\circ$. Группа $-C \equiv C-$ имеет линейное строение.

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 $2500^\circ C$). Смесь C_2H_2 и O_2 взрывоопасна.

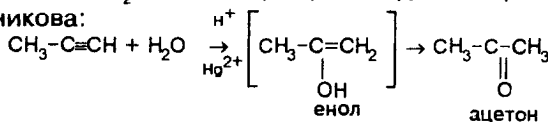


Реакция присоединения по $C \equiv C$ связи протекает ступенчато

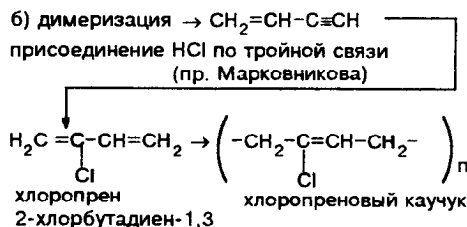
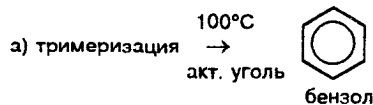


Реакцию Кучерова используют в промышленности

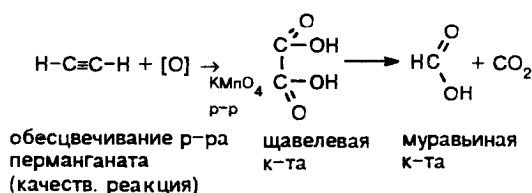
Присоединение H_2O , HCl и др. происходит по правилу Марковникова:



- ④ $H-C \equiv C-H + H_2 \xrightarrow[Ni, Pt]{H^+} H_2C=CH_2 + H_2 \rightarrow H_3C-CH_3$
⑤ полимеризация



⑥ окисление

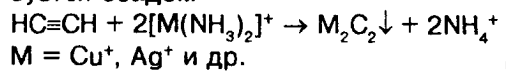


Реакция $C-H$ связи, соседней с группой $C \equiv C$

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

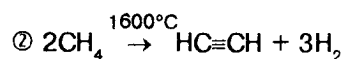
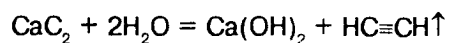
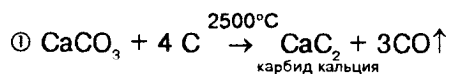
$C_{sp} > C_{sp^2} > C_{sp^3}$, наблюдается сдвиг электронов $C \equiv C-H$. Поляризация связи $C-H$ приводит к появлению **кислотных свойств**.

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

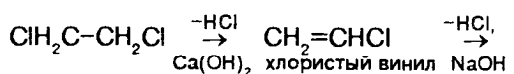


Ацетилениды M_2C_2 после высушивания взрываются

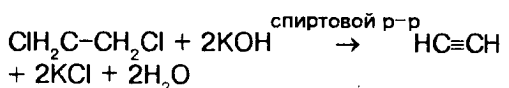
Получение:



③ из дигалогенпроизводных:

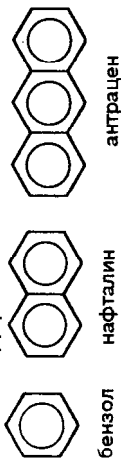


$HC \equiv CH$
или



АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

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



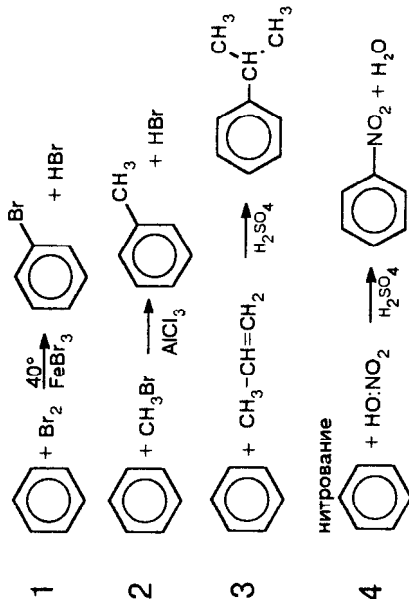
бензольные кольца сконденсированы

Строение: sp²-гибридизация, каждый атом C образует 3 σ-связи, ∠ 120°, плоская молекула. 6 π-электронов образуют единую π-электронную систему. Длина связи C—C 1.39Å. В результате при образовании молекулы C₆H₆ выделяется теплоты на 150 кДж/моль больше, чем ее выделилось бы при наличии в C₆H₆ трех C=C связей. Ароматическая система характеризуется высокой устойчивостью.

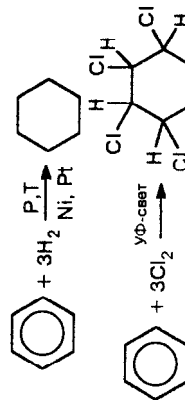
Горение: бензол и его аналоги (толуол и др.) горят сильно коптящим пламенем

Реакции замещения

происходят в присутствии катализаторов (AlCl₃, FeBr₃), которые вызывают поляризацию молекул:



Реакции присоединения



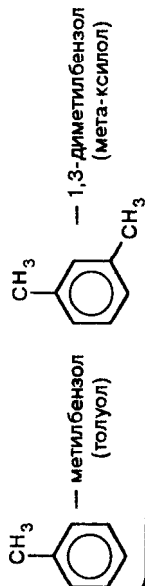
Протекают в жестких условиях, т.к. происходит разрушение устойчивой ароматической системы

Получение:

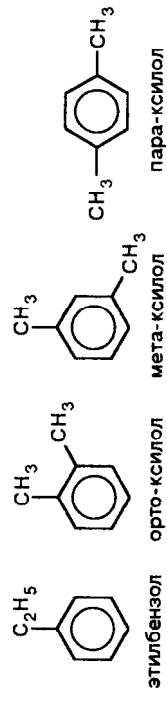
- Содержатся в некоторых нефтях
- Дегидрирование
C1CCCCC1 >>[300^\circ C][Ni] c1ccccc1
- Тримеризация ацетилена
3HC#CH >>[100^\circ C] c1ccccc1 акт. уголь

Энергетические

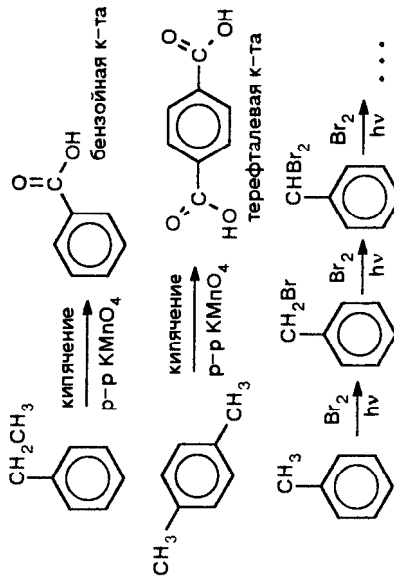
Номенклатура: название заместителя + бензол



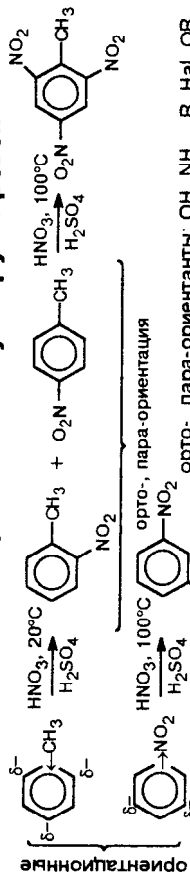
Изомерия: заместителей и их положения



Реакции заместителей, связанных с кольцом



Влияние имеющихся в молекуле группировок



Толуол легче, чем бензол, замещает H на Hal в кольце в присутствии катализатора. CH₃-группа легче, чем CH₃, бромруется на свету и может быть окислена кипячением толуола с KMnO₄

СПИРТЫ

органические соединения, содержащие одну или несколько функциональных гидроксогрупп OH
 Для предельных одноатомных спиртов общая формула $C_n H_{2n+1} OH$

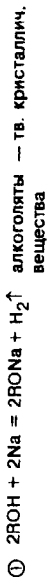
Физические свойства: спирты с числом атомов C < 15 — жидкости, далее — твердые вещества. В спиртах наблюдается значительная ассоциация молекул за счет образования водородных связей

Горение — светлым пламенем

Химические свойства определяются наличием OH-группы

Реакции с участием водородного атома группы OH

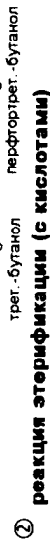
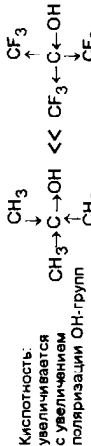
Т.к. O-H связь поляризована — некоторая кислотность



гидролиз



т.к. H₂O — более сильная кислота, чем спирт
 алколаты нельзя получить действием раствора щелочи на спирт



отличие от реакции нейтрализации



Отщепление OH-группы

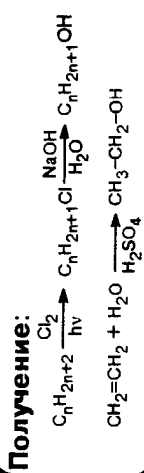
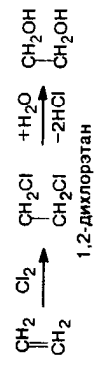


отдельные члены гомологического ряда
 Метанол CH₃OH — особенность — дегидратация с образованием диметилового эфира CH₃-O-CH₃.

Получение в промышленности: $CO + 2H_2 \xrightarrow{Fe} CH_3OH$
 Этанол C₂H₅OH — растворитель, сырье для бутадиена

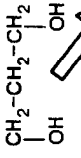
Получение: ферментативное брожение сахаристых в-в:
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CO_2 \uparrow + 2C_2H_5OH$
 гидратация этилена: $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} C_2H_5OH$
 Этиленгликоль, глицерин — многоатомные спирты. Взаимное влияние OH-групп. Как следствие, увеличение подвижности атомов H — растворяют свежесожд. Cu(OH)₂ с получением синего раствора глицерата меди. Аналогично с этиленгликолем

Получение: из галогенпроизводных



Номенклатура

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



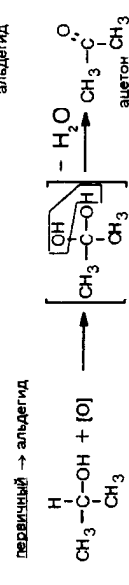
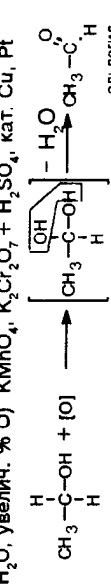
бутанол-2 (вторичный нормальный пропандиол-1,3)
 бутиловый спирт

Реакции с участием OH-группы и H-атома

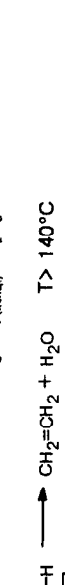
— соседнего или ближайшего

влияние -OH группы: повышение подвижности и реакционной способности H

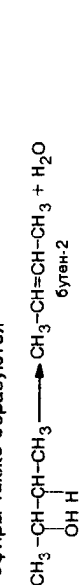
① **окисление спиртов** (отщепление 2-х H и окисл. их в H₂O, увелич. % O) KMnO₄, K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄, кат. Cu, Pt



② **дегидратация** — нагрев + H₂SO₄ (кисл.), Al₂O₃
 окисляются с трудом — разрыв связи C-C



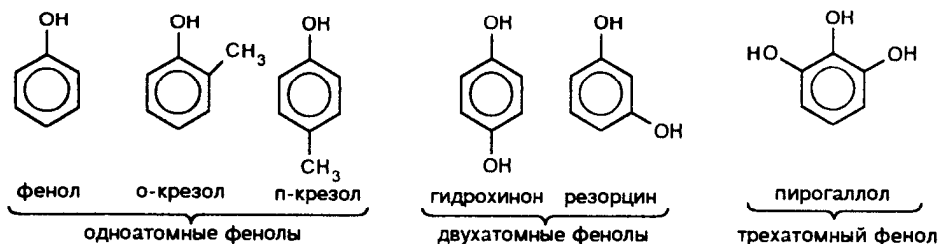
вторичные — отщепление H от атома с min H (правило Зайцева), но простые эфиры также образуются



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

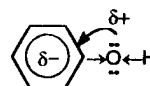
ФЕНОЛЫ

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



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

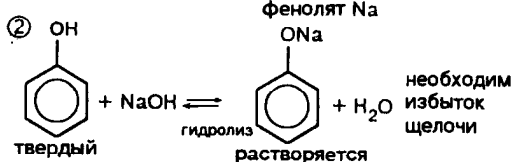
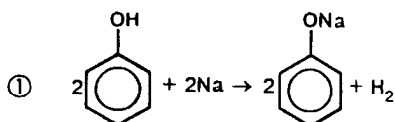
Строение: OH-группа связана с ароматическим радикалом (фенилом). π -Электроны бензольного ядра вовлекают неподеленные электроны атома кислорода OH-группы в свою систему



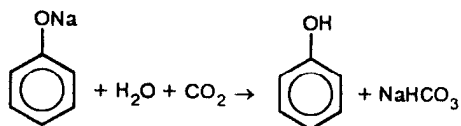
Реакции с участием OH-группы

Реакции с участием бензольного кольца

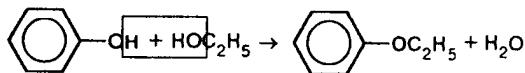
Возрастает полярность связи OH и подвижность атома H (т.е. кислотность) Фенол — более слабая кислота, чем H_2CO_3 или H_2S (не окрашивает лакмус в красный цвет), но более сильная, чем одноатомные спирты



Феноляты разлагаются слабыми кислотами:

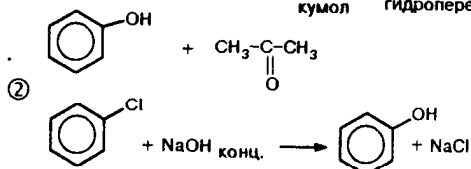
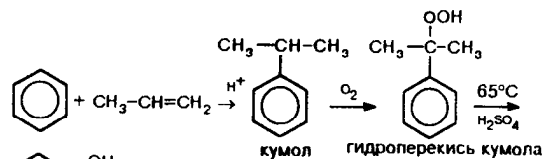


③ образуют простые и сложные эфиры

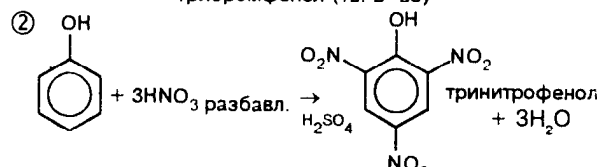
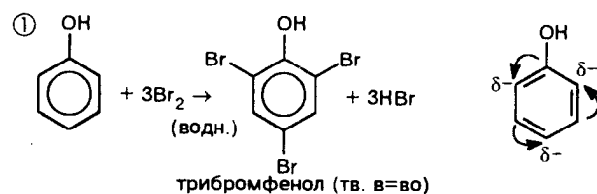


Получение:

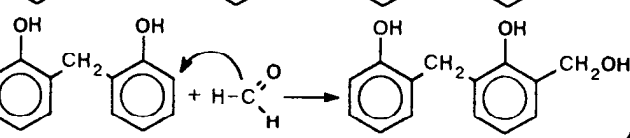
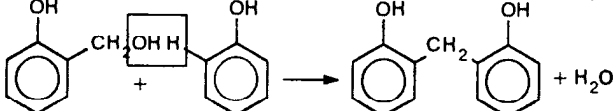
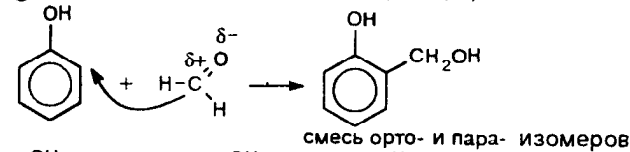
① кумольный способ (наряду с ацетоном)



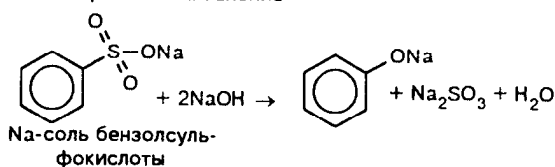
т.к. возрастает электронная плотность в кольце — облегчается атака кольца частицами, испытывающими недостаток электронной плотности — электрофилами — реакции электрофильного замещения:



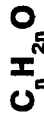
③ фенол + формальдегид (поликонденсация)



③ «щелочное плавление»



АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ



альдегид в переводе на русский — спирт, лишенный водорода

органические соединения, имеющие в своем составе карбонильную функцию — ональную группу $C=O$ (карбонил)

$C_n H_{2n+1} OH - 2H \rightarrow C_n H_{2n} O$ альдегиды кетоны } изомерные соединения, также возможна изомерия углеродородного радикала

Номенклатура: исторически сложившиеся названия

систематическая номенклатура ИЮПАК

углеводород + «аль»

альдегиды

уксусный альдегид — этаналь

кетоны

названия радикалов + кетон — углеводород + «он»

метилэтилкетон — бутанон-2

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

Окисление для альдегидов характерна реакция «серебряного зеркала»:

$$R-CHO + 2Ag(NH_3)_2OH \rightarrow R-COO^- + H_2O + 3NH_3 + 2Ag \downarrow$$

муравьиный альдегид окисляется до CO_2 :

$$HO-C(=O)-H \xrightarrow{[Ag_2O]} H_2O + CO_2 \uparrow + 2Ag \downarrow$$

реакция с гидроксидом меди:

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

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

$$C_2H_5-C(=O)-H + 3[O] \rightarrow CH_3COOH + HCOOH \xrightarrow{[O]} CO_2 + H_2O$$

Присоединение по $C=O$

1. Восстановление H_2

$$CH_3-C(=O)-H + H_2 \xrightarrow{Ni, Pt} CH_3-CH_2-OH$$

ацетон кетон — вторичный спирт

альдегид альдегид — первичный спирт

пропанол-2

2. Присоединение спиртов (H^+ - кат.)

$$CH_3-C(=O)-H + C_2H_5OH \xrightarrow{кат. H^+} CH_3-C(OH)(OC_2H_5)-H$$

полуацеталь (полуацеталь)

ацеталь

3. Полимеризация (только альдегиды):

$$n \text{ H}_2\text{C}=\text{O} \rightarrow \left[\text{H}-\text{C}-\text{O} \right]_n$$

параформ

4. Поликонденсация (с фенолом) — образуется фенолформальдегидная смола

Реакции с участием α -H-атома

$$H_3C-C(=O)-R \xrightarrow{Cl_2} H_3C-C(=O)-CH_2-Cl + HCl$$

хлораль химически очень активен

Получение:

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

$$CH_3-CH_2-OH \rightarrow CH_3-C(=O)-H$$

этанол — этаналь альдегиды легко окисляются до кислот

вторичный спирт — кетон

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

$$H_3C-C \equiv CH + H_2O \rightarrow CH_3-C(=O)-CH_3$$

HC≡CH + H₂O → CH₃-C(=O)-H

3. Гидролиз дигалогенпроизводных:

$$CH_3-C(H)(Cl)-C(H)(Cl)-H \xrightarrow{NaOH} CH_3-C(=O)-H + 2NaCl + H_2O$$

первичные — альдегиды

вторичные — кетоны

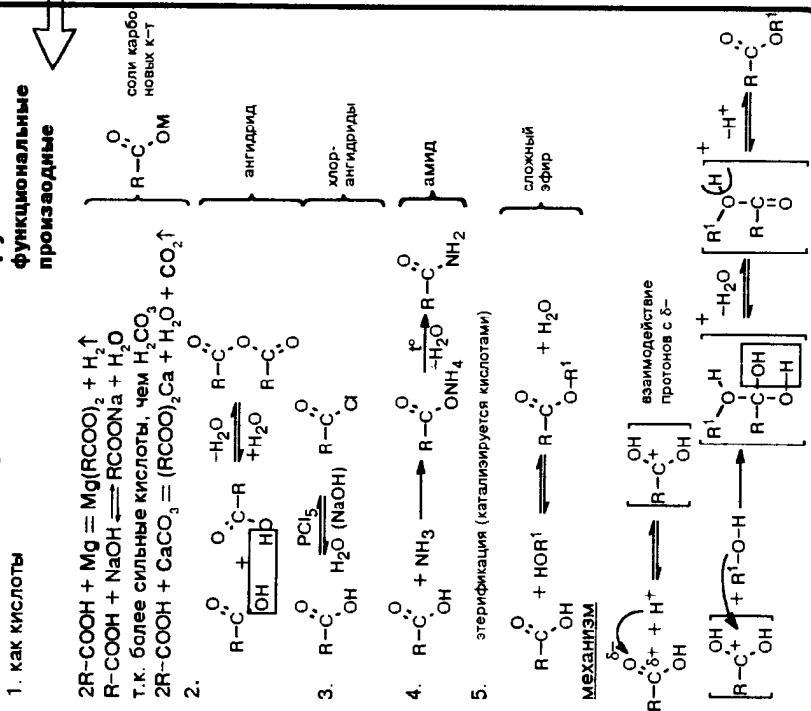
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

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

Номенклатура исторические тривиальные названия
 CH₃CH₂COOH пропаноиновая
 CH₃CH₂CH₂COOH масляная

систематическая ИЮПАК
 углеводород + к-та
 пропаноиновая
 бутаноиновая

Преращения карбоксильной группы



Структура: Взаимное влияние карбонила и гидроксильной группы
 Химические свойства определяются смещением электронов в С=О группе
 вызывает смещение электронов в ОН и поляризует связь -O-H

В результате \rightleftharpoons

Замещение Н- в α-положении
 $CH_3COOH + Cl_2 \rightarrow CH_2ClCOOH + HCl$ хлоруксусная
 $CH_3CH_2COOH + Br_2 \rightarrow CH_3CHBrCOOH + HBr$ α-бромпропионоиновая

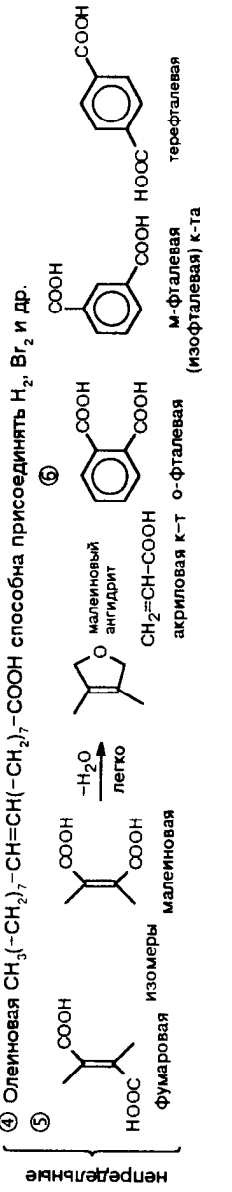
активация
 $R-C(=O)-CH_2-C(=O)-R$
 увеличение кислотности

1. увеличение кислотности
 $R-C(=O)-OH$
 $K = 10^{-5}$ 10^{-10} 10^{-16}
 сильнее угольной кислоты
 лакмус — красное окрашивание

2. Увеличение прочности С=О — связи.
 Увеличение прочности С-ОН — невозможно заместить HNa!

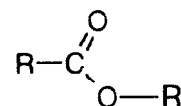
ОТДЕЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ

- Муравьиная (метановая) кислота — бесцветная жидкость с острым запахом, хорошо растворима в H₂O, довольно сильная кислота, т.к. нет CH₃-группы
 $HO-C(=O)-H + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} HO-C(=O)-OH + H_2O$
 как альдегид угольная
- Уксусная (этановая) кислота — безводная — кристаллич. в-во (ледяная к-та), t_m = 17°C, смешивается с водой в любых соотношениях.
 получение: $CH_3COOH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}, H^+} CH_3CHO + H_2O \rightarrow CH_3COOH$
 $2CH_3CH_2COOH + 5O_2 \rightarrow 4CH_3COOH + 2H_2O$
 3. Уксуснокислое брожение (пищевой уксус)
- Пальмитиновая C₁₅H₃₁COOH, стеариновая C₁₇H₃₅COOH — тв. в-ва, нерастворимые в H₂O. Смесь — стеарин. Входят в состав жиров.



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!

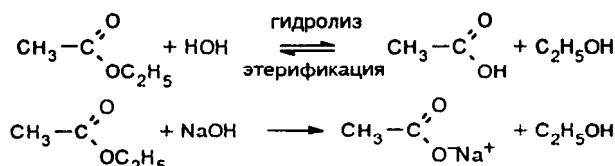


Физические свойства: летучие жидкости (отсутствие водородных связей), мало растворимы в воде, обладают приятным запахом

Номенклатура:

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

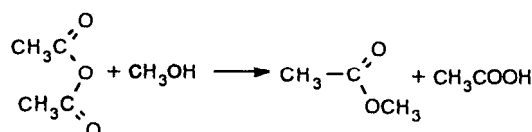
Химические свойства: наличие поляризованного атома кислорода активирует связь C-O-R, и она легко разрывается даже под действием воды. Расщепление сложных эфиров под действием воды называется гидролизом или омылением. Эта реакция обратна реакции этерификации. Реакция катализируется протонами H^+ и гидроксид-ионами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

общая формула жиров

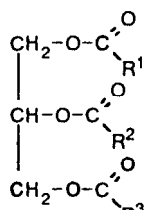
Растительные жиры или масла: жидкие, образованы преимущественно непредельными кислотами:

$C_{17}H_{33}COOH$ — 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 т-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).



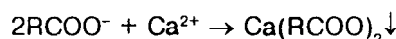
Мыла: соли высокомолекулярных карбоновых кислот (обычно стеариновой или пальмитиновой)

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

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

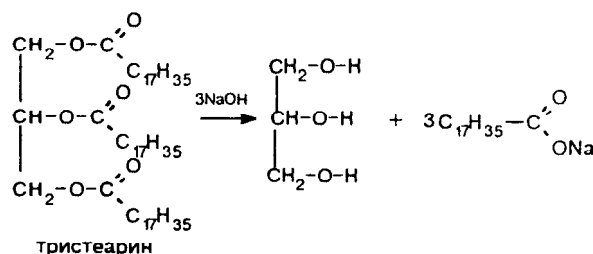
Моющие свойства связаны со строением молекул, с наличием неполярных и ионных групп.

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



Детергенты — синтетические моющие средства (СМС)

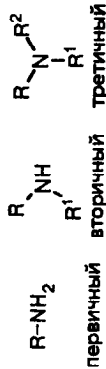
Химические свойства: 1) гидролиз жиров:



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

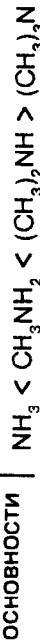
АМИНЫ

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



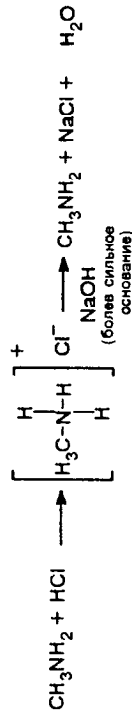
Физические свойства: метиламин, диметиламин, триметиламин — газы с резким запахом, остальные амины жирного ряда — жидкости, растворимые в H_2O

Химические свойства обусловлены наличием неподеленной электронной пары у атома азота:

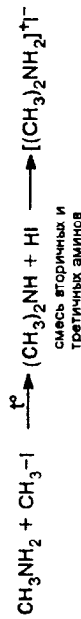


Химические свойства — напоминают свойства NH_3 . Амины реагируют:

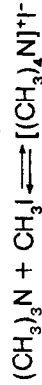
1. С кислотами — образуют соли — нелетучие тв. ионные вещества



2. С алкилгалогенидами



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



3. С органическими кислотами и ангидридами

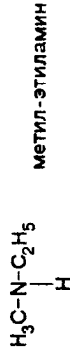


4. В водных растворах аминов щелочная среда:



Номенклатура:

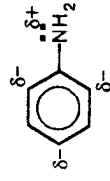
радикалы + амин
(по алфавиту первых букв названия радикалов)



по номенклатуре ИЮПАК:



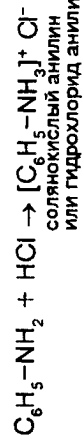
АНИЛИН — ароматический амин. Жидкость, $T_{\text{пл}} = 184^\circ\text{C}$, бесцветный, на воздухе желтеет из-за окисления, плохо растворим в H_2O



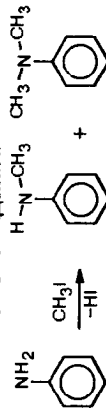
Основность мала. В молекуле увеличена электронная плотность в орто- и пара-положениях (как в феноле)

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

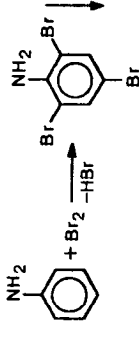
с кислотами:



с алкилгалогенидами:



с бромной водой:



с формальдегидом — образуется анилинформальдегидная смола

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



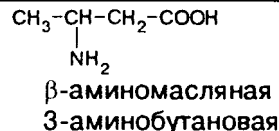
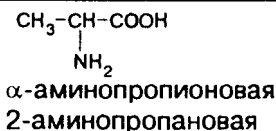
В настоящее время: каталитическое и электрохимическое восстановление нитробензола или его восстановление в кислой среде (Fe, Zn, Sn)

АМИНОКИСЛОТЫ

органические дифункциональные соединения, в состав которых входят две функциональные

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

Номенклатура:
из названий кислот
+ «амино»



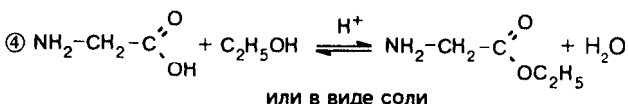
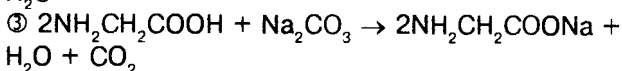
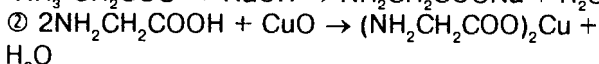
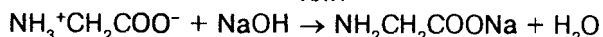
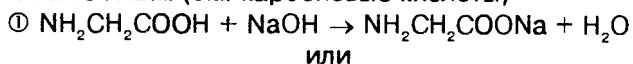
Физические свойства: белые кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, при нагревании не плавятся, выше 200–300°C — разлагаются

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

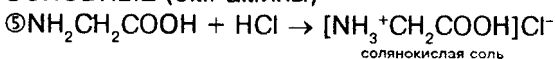
образуют «внутренние» соли $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \rightarrow \text{NH}_3^+\text{CH}_2\text{COO}^-$ ионный тип связи
билярные или цвиттер-ионы

Реакции функциональных групп

КИСЛОТНЫЕ (см. карбоновые кислоты)

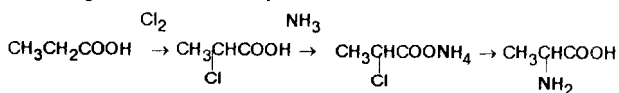


ОСНОВНЫЕ (см. амины)



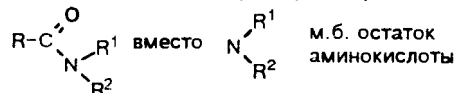
т.о. это — **органические амфотерные соединения**. Водный раствор практически нейтрален

Получение: из карбоновых кислот

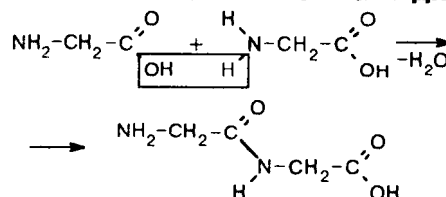


Реакции функциональных групп друг с другом

Для карбоновых кислот характерно образование **амидов**

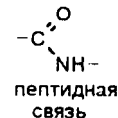


аминокислота + аминокислота → **дипептид**

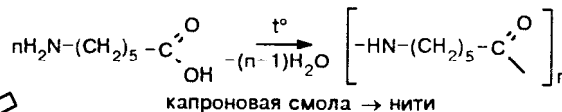


→ трипептид → полипептид

Реакция обратима — в присутствии кислот и оснований — гидролиз



Капроновое волокно: ε-аминокапроновая кислота → поликонденсация



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

Высокомолекулярные соединения, молекулярная масса — до нескольких миллионов

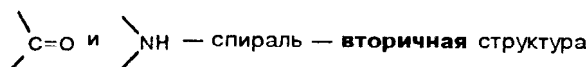
Состав: определен через гидролиз (разбавл. кислоты, ферменты)

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

Белок — полипептид

① Последовательность аминокислот — **первичная структура**

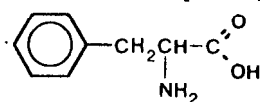
② образование водородных связей между



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**

Качественная реакция: желтое окрашивание



с HNO_3 ; нитрование
фенилаланина

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+}	гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$
Fe^{3+}	1) гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) роданид-ион SCN^-	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ Появление ярко-красного окрашивания за счет образования комплексных ионов $\text{Fe}(\text{NSC})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{NSC})_2^+$ и др.
Al^{3+}	щелочь (амфотерные свойства 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, метилоранж	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 ₂ CO 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
Многоатом- ные 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 ₂ O 2) Cu(OH) ₂	Реакция серебряного зеркала Выпадение красного осадка Cu ₂ O
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
$n_{(\text{O}_2)}, n_{(\text{CH}_4)}$	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 n_B $M_B = \frac{m_B}{n_B}$	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: $N = n \cdot N_A$	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: $V_{M(B)} = \frac{V_{(B)}}{n_{(B)}}$ 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	<p>Плотность вещества. Отношение массы вещества к занимаемому им объему</p> $\rho = \frac{m_B}{V_B}$	кг/м ³ и производные (г/см ³ и др.)
D	<p>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:</p> $D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1/22.4}{M_2/22.4} = \frac{M_1}{M_2}$	Величина безразмерная
w _B	<p>Массовая доля вещества В в смеси. Отношение массы вещества В к массе всей смеси. Для смеси из трех веществ А, В и С:</p> $w_B = \frac{m_B}{m_A + m_B + m_C}$ <p>Для раствора:</p> $w_B = \frac{m_B}{m_B + m_{\text{растворителя}}}$ <p>Массовую долю часто выражают в процентах</p>	Величина безразмерная
X _B	<p>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:</p> $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C}$	Величина безразмерная
φ _B	<p>Объемная доля вещества В в смеси. Отношение объема, занимаемого веществом В, к объему всей смеси:</p> $\varphi_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + V_C}$	Величина безразмерная
x _B ; [B]	<p>Молярная концентрация Отношение числа молей n_B вещества В, содержащихся в растворе объемом V, к объему раствора (в дм³ или литрах):</p> $x_B = \frac{n_B}{V_{\text{раствора}}}$	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 :

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

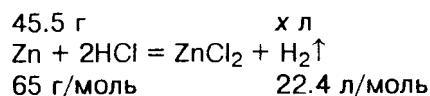
Ответ: 32.8 МДж

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:

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

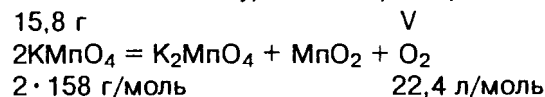
находим, что $x = 15.7$ л.

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:

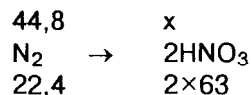
$$q = \frac{0.896}{1.12} = 0.8 \text{ или } 80\%$$

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

$$x = \frac{44,8 \cdot 2 \cdot 63}{22,4} = 252 \text{ г}$$

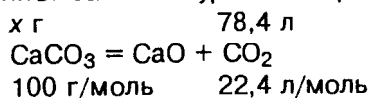
Ответ: 252 г.

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

Условие: Каково содержание (в процентах)

CaCO₃ в образце известняка, при длительном прокаливании 400 г которого получено 78,4 л CO₂ (н.у.)?

Решение: Запишем уравнение реакции:



Обозначим через x г массу CaCO₃, разложение которой приводит к получению 78,4 л CO₂. Из соответствующей пропорции находим, что

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

Таким образом, содержание CaCO₃ в исходном образце составляет:

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

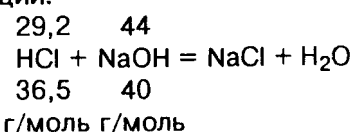
Примесей в исходном образце $100 - 87,5 = 12,5\%$

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?

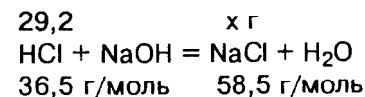
Решение: Записываем уравнение протекающей реакции:



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:

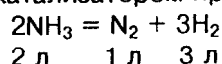
$$0,8 \cdot M_{\text{NaCl}} = 46,8 \text{ г}$$

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:

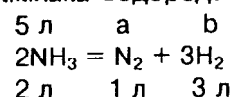
Разложение 2 л аммиака приводит к возрастанию объема на 2 л

Разложение x л аммиака приводит к возрастанию объема на 5 л

Из пропорции

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

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



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

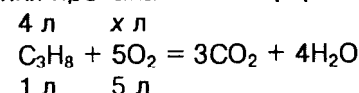
В смеси объемное содержание аммиака $15/25 = 0,6$ или 60%, объемное содержание азота $2,5/25 = 0,1$ или 10%, объемное содержание водорода $7,5/25 = 0,3$ или 30%.

Ответ: N₂ 10%, H₂ 30%, NH₃ 60%.

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

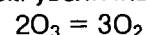
Условие: Какой минимальный объем кислорода, содержащего 10 объемн. % озона, необходим для полного сжигания 4 л пропана C₃H₈?

Решение: Составляем уравнение реакции горения пропана в атмосфере кислорода:



Для полного сжигания 4 л пропана требуется x

$= \frac{5 \cdot 4}{1} = 20$ л O₂. При взаимодействии озона с пропаном также образуется CO₂ и вода. Поэтому можно принять, что в реакцию с пропаном вступает смесь, каждый литр которой содержит 0,9 л O₂ и 0,1 л O₃. При превращении в кислород O₂ озона объем увеличивается в 1,5 раза:



При этом из 0,1 л O₃ образуется 0,15 л O₂. Таким образом, 1 л исходной смеси кислорода и озона эквивалентен $0,9 + 0,15 = 1,05$ л O₂. 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 .

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

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

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

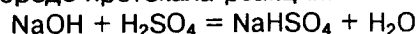
Решая уравнение относительно x , находим, что $x = 20$. Таким образом, для приготовления смеси было взято 20 л метана и $30 - 20 = 10$ л азота.

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?

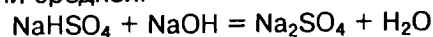
Решение: Примем, что смешивание проходило так, что раствор $NaOH$ медленно вливали в раствор серной кислоты. Первоначально в кислой среде протекала реакция:



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:

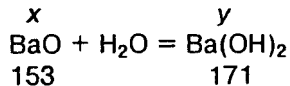
$$\frac{34,5}{115 + x} = 0,05$$

Отсюда $x = 575$ г.

Ответ: 575 г.

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

Решение: При внесении ВаО в воду протекает реакция:



Обозначим массу ВаО, который надо добавить, через x . Тогда массу образующегося в воде Ва(ОН)₂ y можно выразить как

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

С учетом того, что из x г ВаО образуется 1,12х г Ва(ОН)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 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 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 Na_2SO_4 . 0,01 моль Na_2SO_4 содержится в 0,01 моль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 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 CO_2 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 С, Н и О 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 CH_2O . 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 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Такой формуле отвечает формула уксусной кислоты CH_3COOH и метилового эфира муравьиной кислоты HCOOCH_3 .

Ответ: формула вещества $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

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 H_2 . 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 $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, 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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ (пропионовая кислота).

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$

автор задач С.С. Бердонос

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:

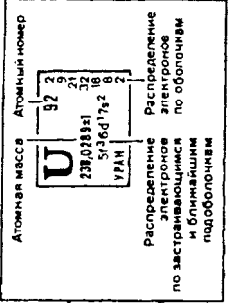
— фирма «СКРИН»

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.

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																		
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б	а IX б	а X б	а XI б	а XII б	а XIII б	а XIV б	а XV б	а XVI б	а XVII б	а XVIII б	
1	H																		
2	Li 6.941±2 ЛИТИЙ	Be 9.01218±1 БЕРИЛЛИЙ	B 10.811±5 БОР	C 12.011±1 УГЛЕРОД	N 14.0067±1 АЗОТ	O 15.9994±3 КИСЛОРОД	F 18.998403±1 ФТОР	Ne 20.1795±1 НЕОН											He 4.002602±2 ГЕЛИЙ
3	Na 22.989770±1 НАТРИЙ	Mg 24.305±1 МАГНИЙ	Al 26.98154±1 АЛЮМИНИЙ	Si 28.0855±3 КРЕМНИЙ	P 30.97376±1 ФОСФОР	S 32.066±6 СЕРА	Cl 35.453±1 ХЛОР	Ar 39.948±1 АРГОН											He 4.002602±2 ГЕЛИЙ
4	K 39.0983±1 КАЛИЙ	Ca 40.078±4 КАЛЬЦИЙ	Sc 44.95591±1 СКАНДИЙ	Ti 47.88±3 ТИТАН	V 50.9415±1 ВАНАДИЙ	Cr 51.9961±6 ХРОМ	Mn 54.9380±1 МАРГАНЕЦ	Fe 55.847±3 ЖЕЛЕЗО	Co 58.9332±1 КОБАЛЬТ	Ni 58.6934±2 НИКЕЛЬ								He 4.002602±2 ГЕЛИЙ	
5	Rb 85.4678±3 РУБИДИЙ	Sr 87.62±1 СТРОНЦИЙ	Zn 89.723±4 ЦИНК	Y 88.9058±1 ИТРИЙ	Zr 91.224±2 ЦИРКОНИЙ	Nb 92.9063±1 НИОБИЙ	Mo 95.94±1 МОЛИБДЕН	Tc 97.9072±1 ТЕХНЕЦИЙ	Kr 83.80±1 КРИПТОН	Ru 101.07±2 РУДИЙ	Rh 102.9055±1 РОДИЙ	Pd 106.42±1 ПАЛЛАДИЙ							He 4.002602±2 ГЕЛИЙ
6	Cs 132.9054±1 ЦЕЗИЙ	Ba 137.33±1 БАРИЙ	Hg 200.59±3 ОУСНОСЕРЬ	La 138.905±3 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 178.49±3 ГАФНИЙ	Ta 180.9479±1 ТАНТАЛ	Te 175.94±1 ТЕЛЛУРИЙ	I 126.9045±1 ЙОДИЙ	Xe 131.29±3 КСЕНОН	Os 190.2±1 ОСМИЙ	Ir 192.22±3 ИРИДИЙ	Pt 195.08±3 ПЛАТИНА						He 4.002602±2 ГЕЛИЙ	
7	Fr 223.0187±7 ФРАНЦИЙ	Ra 226.0254±7 РАДИЙ	Ac 227.0278±7 АКТИНИЙ	Th 232.0377±7 ТОРИЙ	Pa 231.0368±7 ПРОТАКТИНИЙ	U 238.0289±7 УРАН	Np 237.0481±7 НЕПТУНИЙ	Pu 244.0409±7 ПЛУТОНИЙ	Am 243.041±7 АМЕРИЦИЙ	Cm 247.045±7 КЮРИЙ	Bk 247.047±7 БЕРКЛИЙ	Cf 251.043±7 КАЛИФОРНИЙ	Es 252.043±7 ЭЙЗЕНГАЙМЕР	Fm 257.045±7 ФЕРМИЙ	Md 288.103±7 МЕНДЕЛЕВИЙ	No 289.103±7 НОБЕЛИЙ	Lr 260.103±7 ЛОРЕНЦИЙ	Lu 174.967±1 ЛУЦИЙ	



★ ЛАНТАНОИДЫ

★★ АКТИНОИДЫ

МРОС

РОСТ

ВСЯ ХИМИЯ

В

50

ТАБЛИЦАХ



ISBN 5-7804-0063-6



9 785780 400639