

А.Ю. СТАХЕЕВ

ВСЯ ХИМИЯ

в 50 ТАБЛИЦАХ



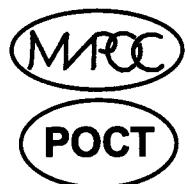
А.Ю. СТАХЕЕВ

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.

Изд. № Ф30(03)
ISBN 5-7804-0063-6

© Стахеев А. Ю., 1997

© Московский институт развития
образовательных систем, 1997

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 различающихся

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)

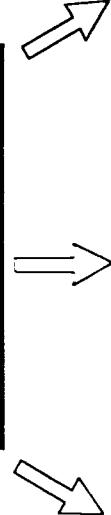
«Вся сущность теоретического учения в химии лежит в отвлеченном понятии об элементах. Найти их свойства, определить причины их различия и сходства, а потом, на основании этого, предугадать свойства образуемых ими тел — вот путь, по которому идет эта наука.»

Д. И. Менделеев

Химический элемент: вид атомов, характеризующийся определенным зарядом ядра.

Химический элемент
формы существования

Простые вещества
атомы химически связанны с атомами того же элемента
H₂, O₂, O₃, P₄, графит и т.д.
H, O, Cl



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

Механическая смесь
вещества сохраняют химическую индивидуальность
Hg + S $\xrightarrow{\text{нагрев}}$ **HgS**
(темная масса) (красное вещество)

при смешении
химическое соединение
образуется новое вещество

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

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

СТРОЕНИЕ АТОМА

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»)

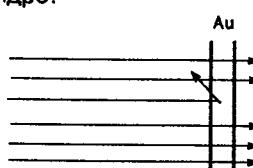
1910 г. — Р. Милликен — измерил заряд электрона

$1,601 \cdot 10^{-19}$ Кл, $m = 1/1840$ у.е.,
 $9,11 \cdot 10^{-28}$ г

открытия конца XIX — начала XX в привели к выводу: атом делим, состоит из ядра \oplus и электронов \ominus

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 **Не** — 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 — \oplus - 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 теории 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 блоко. Для отражения этой особенности поведения электрона в атоме введено понятие электронной орбитали.

Согласно современным представлениям:

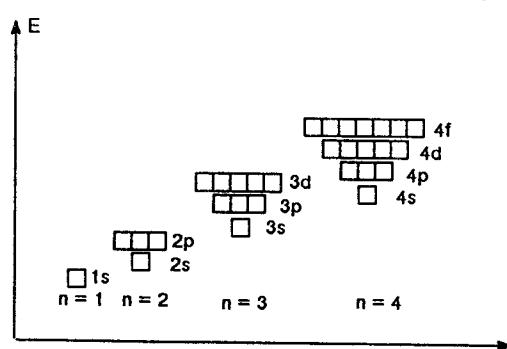
электроны формируют электронные слои (называемые также оболочками или уровнями), характеризующиеся главным квантовым числом n . Уровень расщепляется на подуровни, характеризующиеся орбитальным или азимутальным квантовым числом $l = 0, 1, \dots, n-1$. Т.е. для $n = 3$ $l = 0, 1, 2$ Каждый подуровень с квантовым числом l содержит $2l+1$ орбиталей, характеризующихся магнитным квантовым числом m ; $m = l, l-1, \dots, 0, -l+1, -l$. Значение l определяет форму орбиталей, m — ориентацию в пространстве

$n \quad 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4$
 $s \quad p \quad d \quad f \quad g$

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

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

$n = 3, l = 0, 1, 2$ уровень — одна $3s$, три $3p$ и пять $3d$ орбитали (всего 9 орбиталей). КРОМЕ ТОГО, электрон имеет спин — 4-е квантовое число ($s = \pm 1/2$)



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

ЯДРО

Было установлено, что ядра состоят из протонов $_p^1$ и нейтронов $_n^0$

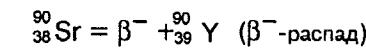
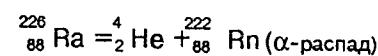
$_p^1 + _n^0$ — ядерные силы

Нуклид — вид атомов с определенными числами протонов и нейтронов ($^{235}_{92}\text{U}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{14}_{6}\text{C}$ и др.)

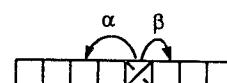
Изотопы — нуклиды одного элемента ($^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$)

Изотопы одного элемента химически неразделимы.

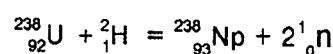
Радиоактивный распад:



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



Ядерные реакции



кратко $^{238}_{92}\text{U} (d, 2n) ^{238}_{93}\text{Np}$

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	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{PbO} + \text{SiO}_2 = \text{PbSiO}_3$ $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $\text{PbS} + 4\text{O}_3 = \text{PbSO}_4 + 4\text{O}_2$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
РАЗЛОЖЕНИЯ $A \rightarrow B + C + D$ более сложное	Разложение кристаллогидратов, кислот, оснований (не щелочей!), солей кислородсодержащих кислот и др. $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$	$4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ диспропорционирование $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$
ЗАМЕЩЕНИЯ $A + BC \rightarrow AB + C$ простое сложное	С изменением степени окисления	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
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↓ + KNO ₃ Нейтрализации NaOH + HCl = NaCl + H ₂ O малодиссоц. Гидролиза CH ₃ COONa + H ₂ O ⇌ CH ₃ COOH + NaOH малодиссоц.	Без изменения степени окисления

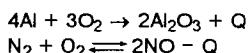
Необходимо отметить: существует много реакций, которые трудно отнести к одному определенному типу:



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

ПО ТЕПЛОВОМУ ЭФФЕКТУ

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



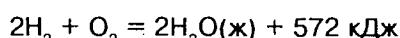
— теплота выделяется, **реакция экзотермическая**



— теплота поглощается, **реакция эндотермическая**

тепловой эффект реакции Q

Термохимические уравнения — с указанием теплового эффекта

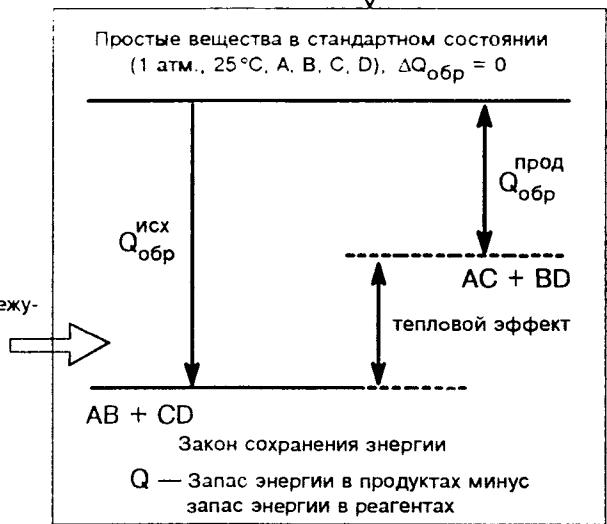


Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса:**

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

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

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



Сущность химической реакции состоит в получении новых веществ, в перегруппировке атомов исходных веществ в продукты реакции
Количественно химическая реакция может быть охарактеризована скоростью протекания и глубиной протекания

Скорость протекания (химическая кинетика)

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

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

Чем определяется скорость?

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

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

$\vartheta = [A] \cdot [B]$ для $A + B \rightarrow C$

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

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

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

(К.М.Гульдберг и П.Вааге, 1864 г.)

n, m — порядки реакции — часто не равны стехиометрическим

коэффициентам. Причина — сложный механизм реакции

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

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

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

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

R — газовая постоянная, T — температура, k

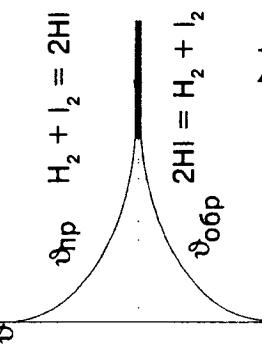
③ Катализатор — изменение механизма реакции → уменьшение энергии активации → увеличение скорости.

Ингибитор — уменьшение скорости реакции.

Глубина протекания (химическая термодинамика)

Многие химические реакции не удается довести до конца $H_2 + I_2 \Rightarrow 350^\circ\text{C} \Rightarrow 80\% H_2 + 10\% H_2 + 10\% I_2 \Leftarrow 350^\circ\text{C} \Leftarrow H_1$ смесь чистый

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



При равновесии: $\vartheta_{\text{пр}} = \vartheta_{\text{обр}}$
Химическое равновесие имеет динамический характер

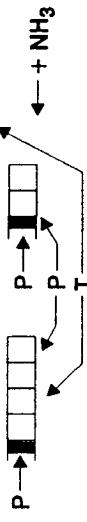
$$\text{Для реакции: } mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$$

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

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

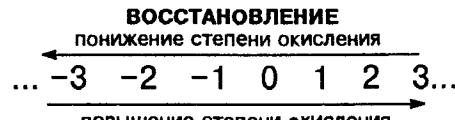


ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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

		Межмолекулярные			Внутримолекулярные	
		$+3$	0	-1		
восстано-	окисли-	$2\text{NaCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 4\text{H}_2\text{O}$			атомы различных элементов	с участием атомов одного элемента (диспропорционирование)
витель	тель				$4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$	$4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$

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

Окислители:

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

Восстановители:

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

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют:

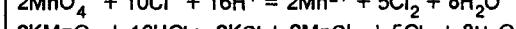
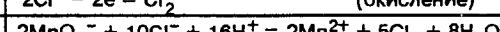
Метод электронно-ионного баланса (в водных растворах)

- Найти окислитель и восстановитель.
- Определить, какие ионы существуют в растворе
- Записать схемы полуреакций окисления и восстановления
- Сбалансируют 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!)

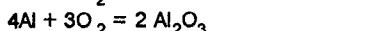
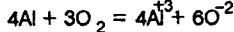
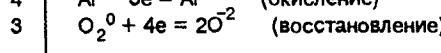
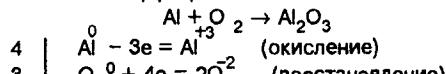
7. Найти коэффициенты



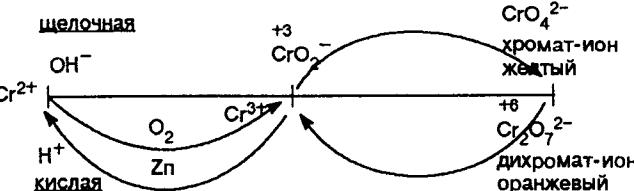
Метод электронного баланса

(газ + газ, газ + тв., тв. + тв.)

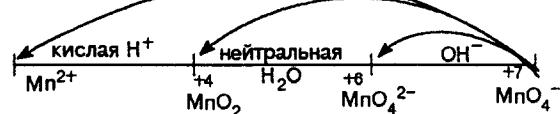
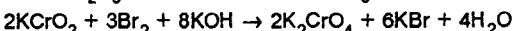
- Найти окислитель и восстановитель
- Записать схемы полуреакций окисления и восстановления
- Сбалансируют заряды и электроны
- Суммируют полуреакции в полное электронное уравнение (электроны должны сократиться!)
- Найти коэффициенты



щелочная



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — темно-зеленый; CrO_4^{2-} — темно-красный

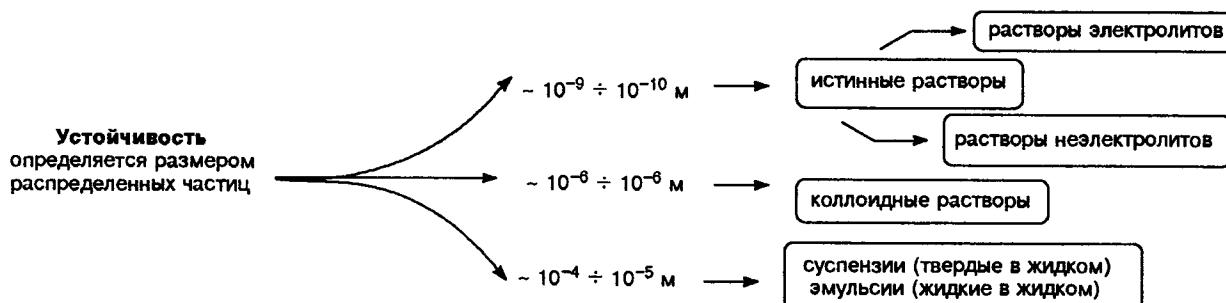


т.о., наибольшая окислительная активность KMnO_4 — в кислой среде (обычно используют разбавлен. H_2SO_4)

РАСТВОРЫ

Гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух и более компонентов

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



Количественная характеристика

Массовая доля $W = \frac{m_1}{m_2}$ (масса растворенного вещества)
обычно выражают в процентах
Если количество растворенного вещества m_1 отнесено к общему объему раствора V , то говорят о **молярной концентрации** C

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

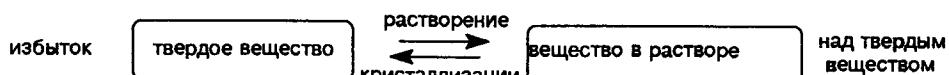
Разбавленные: относительно малое содержание растворенного вещества.

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

Качественная характеристика

Растворение, растворимость

подобное растворяется в подобном



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

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

Если теплота в результате растворения:

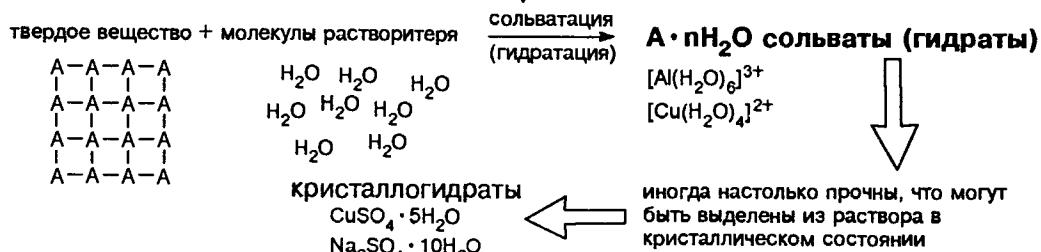
выделяется, то с увеличением температуры растворимость уменьшается. Например, растворение в воде O_2 .
поглощается, то с увеличением температуры растворимость увеличивается. Например, растворение в воде KCl, KNO_3 и др.

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

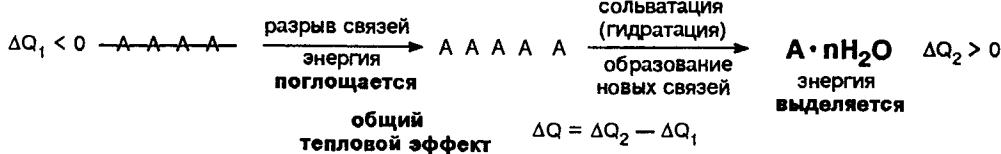
Растворение

Преимущественно химический процесс $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2Na + 2H₂O = 2NaOH + H₂↑
нельзя физически выделить исходное вещество

Преимущественно физический процесс NaCl + H₂O
I₂ + бензол
можно выделить физически растворенное вещество



Тепловые эффекты



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

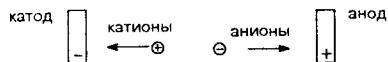
Растворы многих солей, кислот, оснований

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 целое число раз больше, чем число
 молекул (формульных единиц) растворенного вещества.

Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток

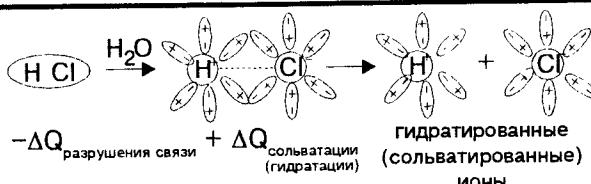
Теория
электролитической
диссоциации
1887 г. Сванте
Аррениус

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



Механизм

диссоциации на
ионы полярной
молекулы



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

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

характеризуют
степень диссимиляции

степень диссоциации
и константой диссоциации

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

значение α не связано с растворимостью вещества в воде

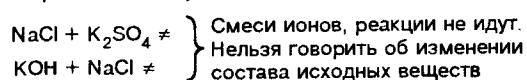
растворимостью вещества в воде

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

Условное деление электролитов по силе для 0.1 моль/л растворов	
3%	α
Слабые электролиты H_2S , H_2CO_3 , CH_3COOH , фенол, $NH_3 \cdot H_2O$	Электролиты средней силы (по 1-й ступени) H_2SO_3 , H_3PO_4
Константа диссоциации	Сильные электролиты
$AB \rightleftharpoons A^+ + B^- \quad K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$	гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, некоторые кислоты, соли (почти все).
Ступенчатая диссоциация	Произведение растворимости
$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7 \cdot 10^{-3}$
$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6 \cdot 10^{-8}$
$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4 \cdot 10^{-13}$
Вода — слабый электролит	$BaSO_4 = Ba^{2+} + SO_4^{2-}$
$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ — аутодиссоциация	$K = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]} ; [BaSO_4] = const$
$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \longrightarrow K[H_2O] = [H^+][OH^-] = 10^{-14} (22^\circ)$ (ионное произведение воды)	$K' = \Pi P_{BaSO_4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$ При $T = const$ $\Pi P = const$ Если $[A^+][B^-] > \Pi P$, ↓ осадок
$[H^+] = \frac{H_2O}{[OH^-]}$	Водородный показатель
$[H_2O] = const$	$pH = -\lg[H^+]$
$[H^+] = [OH^-]$ — нейтральная	$pH = 7$
$[H^+] > [OH^-]$ — кислая	$pH < 7$
$[H^+] < [OH^-]$ — щелочная	$pH > 7$

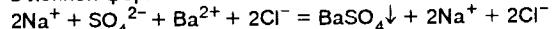
Ионные реакции: реакции между ионами, протекающие в растворе электролитов

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

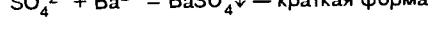


$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$$

в ионной форме



$$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4$$



ЭЛЕКТРОЛИЗ

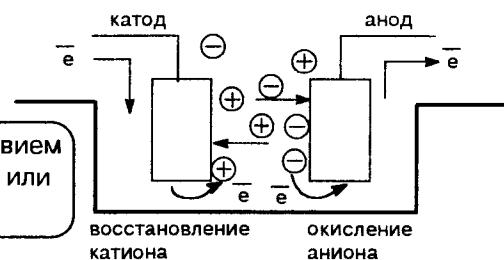
Электролиты →



проводят
электрический ток

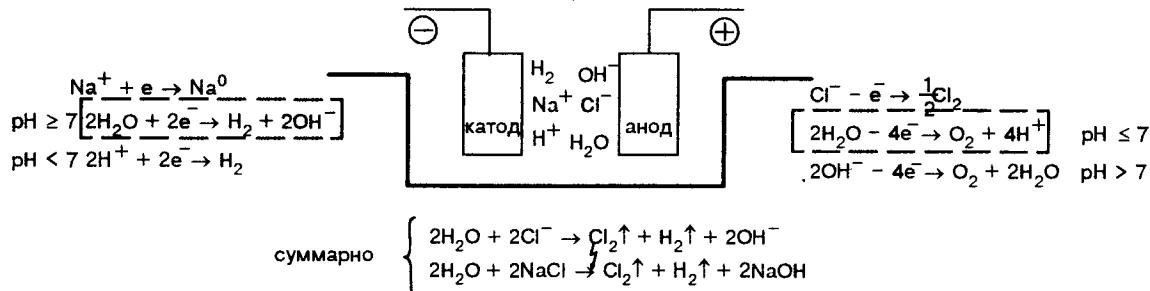
Совокупность химических реакций, протекающих под действием электрического тока на электродах, помещенных в раствор или расплав электролита, называется **электролизом**

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

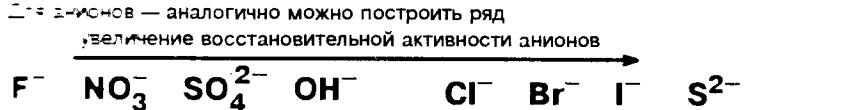
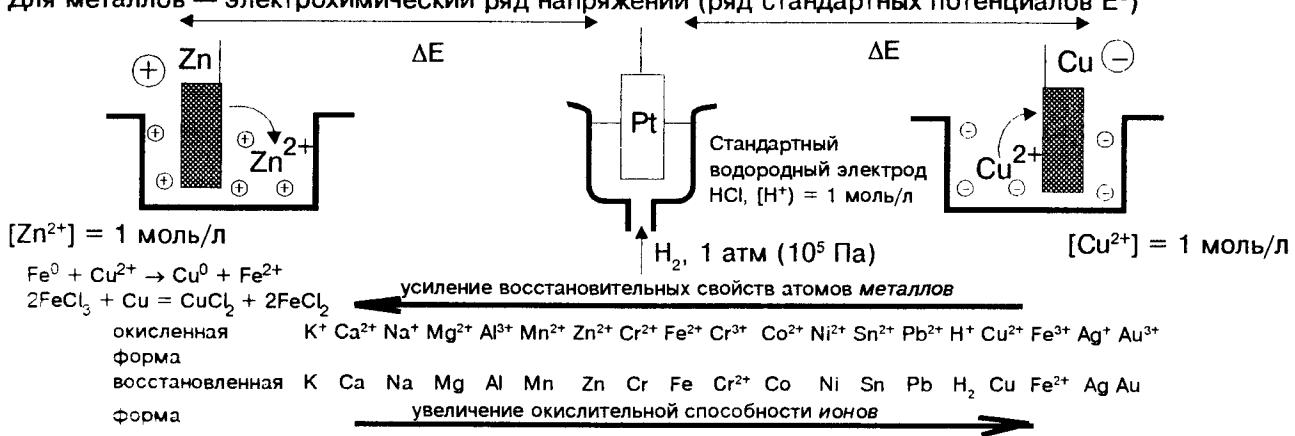


② Раствор NaCl

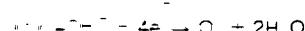
В растворе — сложнее из-за присутствия воды



Еще сложнее электролиз протекает в смесях солей. Возможность осуществления того или иного процесса зависит от окислительно-восстановительных свойств ионов в растворе
Для металлов — электрохимический ряд напряжений (ряд стандартных потенциалов E°)



ионистство молекулы воды: окисляются сами при электролизе водных растворов



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

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

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

ОКСИДЫ

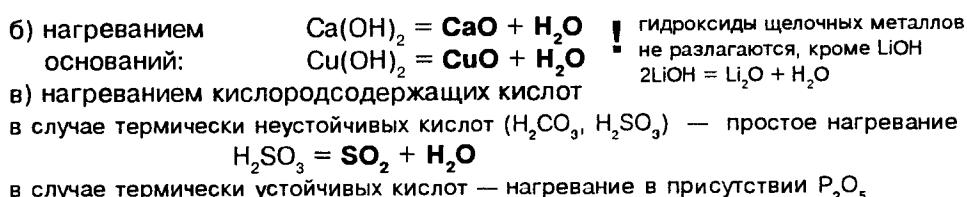
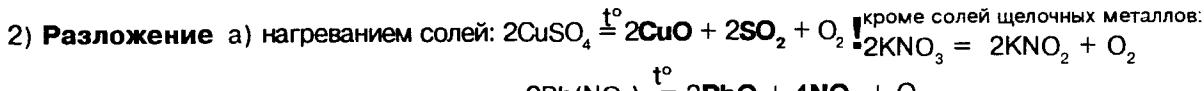
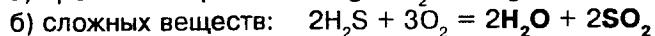
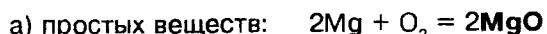
Оксиды — сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2

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)

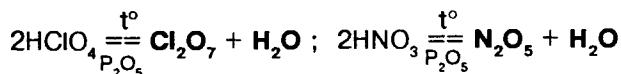
Агрегатное состояние при н.у.: газы (NO, CO, CO₂ и др.), жидкости (H₂O) и твердые (Fe₂O₃, MgO, CaO и др.) вещества.

Получение оксидов

1) Окисление кислородом



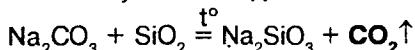
в случае термически устойчивых кислот — нагревание в присутствии P₂O₅



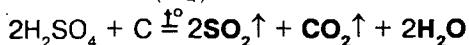
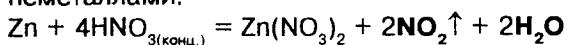
3) Разложение высших оксидов и окисление низших:



4) Вытеснение летучего оксида менее летучим при высокой температуре:



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



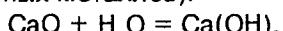
ОКСИДЫ

несолеобразующие (N₂O, NO, CO и др.)

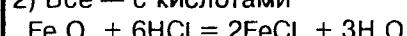
солеобразующие

Основные — реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.

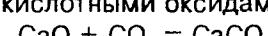
1) Некоторые — с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов):



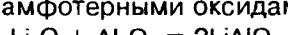
2) Все — с кислотами



3) С кислотными оксидами



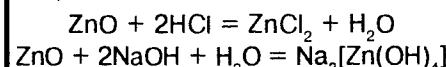
4) С амфотерными оксидами



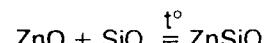
Амфотерные

ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂

Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.



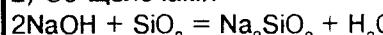
Реагируют с основными и кислотными оксидами



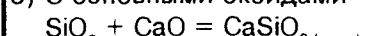
Кислотные — реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.

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

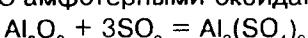
2) Со щелочами



3) С основными оксидами



4) С амфотерными оксидами

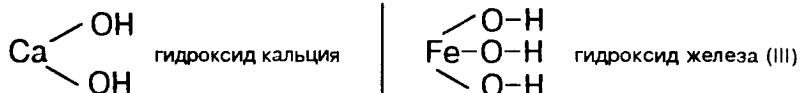


ОСНОВАНИЯ

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

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

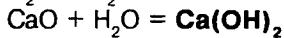
С позиции электронной теории Г. Льюиса основания — доноры электронной пары (OH^- , HF и др.)
гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов — щелочи



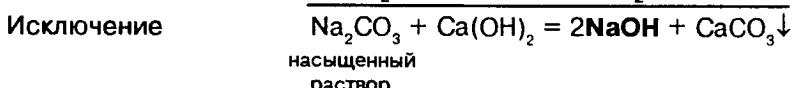
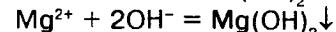
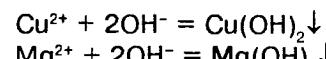
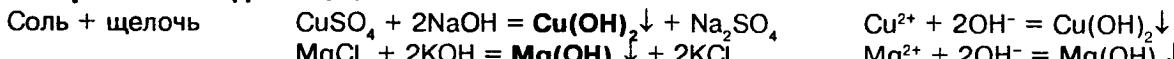
Физические свойства: Твердые кристаллические вещества. В воде растворимы щелочи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, другие — малорастворимы. Водные растворы щелочей мылки на ощупь, разъедают кожу, ткань — **едкие щелочи**

ПОЛУЧЕНИЕ

Щелочи можно получить по реакциям:

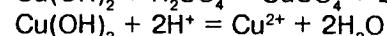


Нерастворимые в воде основания:

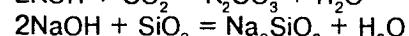
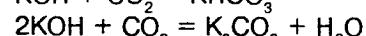
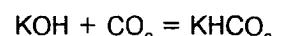


Химические свойства

1. Основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

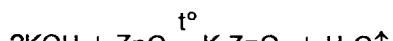


2. С кислотными оксидами



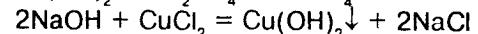
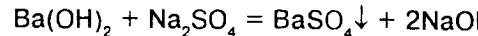
3. Растворы щелочей имеют $\text{pH} > 7$, изменяют окраску индикаторов. В щелочной среде окраска лакмуса — синяя, фенолфталеина — малиновая

4. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами



сплавление

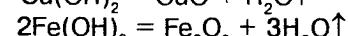
5. Щелочи взаимодействуют с солями, если образуется мало- растворимая соль или малорастворимое основание



6. При нагревании:

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

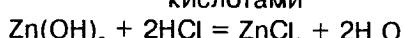
7. Нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$



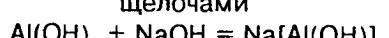
Амфотерные гидроксиды ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.)

реагируют с

кислотами



щелочами



КИСЛОТЫ

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

число ионов водорода H^+ определяет основность кислот

Бескислородные (HCl , HBr , H_2S)

анион — «-ИД»

HCl — хлороводородная (соляная), Cl^- — хлорид
 H_2S — сероводородная, S^{2-} — сульфид

Кислородсодержащие кислоты $\text{Э}(\text{OH})_n\text{O}_n$

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

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

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

Кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) —

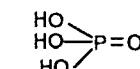
гидроксиды неметаллов, диссоциирующие по кислотному типу

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

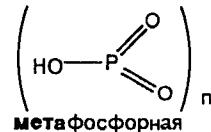
H_2SO_4 — серная

H_2SO_3 — сернистая

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



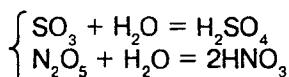
ортотофосфорная



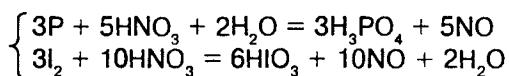
метатофосфорная

Получение

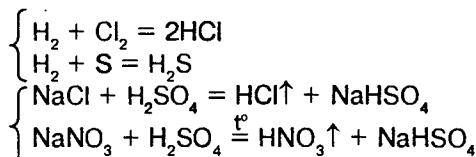
① **кислородсодержащие** — взаимодействие соответствующих оксидов (ангидридов) с водой



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



③ бескислородные — взаимодействие простых веществ

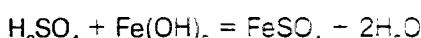


④ реакции обмена между солью и менее летучей кислотой

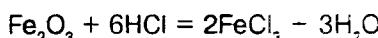
Физические свойства жидкости — H_2SO_4 , $HClO_4$
 твердые — H_3PO_4 , H_2SiO_3
 некоторые существуют только в растворах — H_2SO_3 , H_2CO_3

Химические свойства

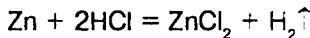
① Растворы кислот имеют $pH < 7$, окрашивают метилоранж и лакмус в красный цвет



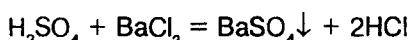
② Все кислоты реагируют с основаниями (реакция нейтрализации)



③ С основными оксидами (и амфотерными)



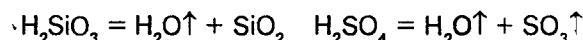
④ Кислоты, анионы которых — неокислители, реагируют с металлами, стоящими в ряду стандартных потенциалов до водорода, с выделением водорода



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



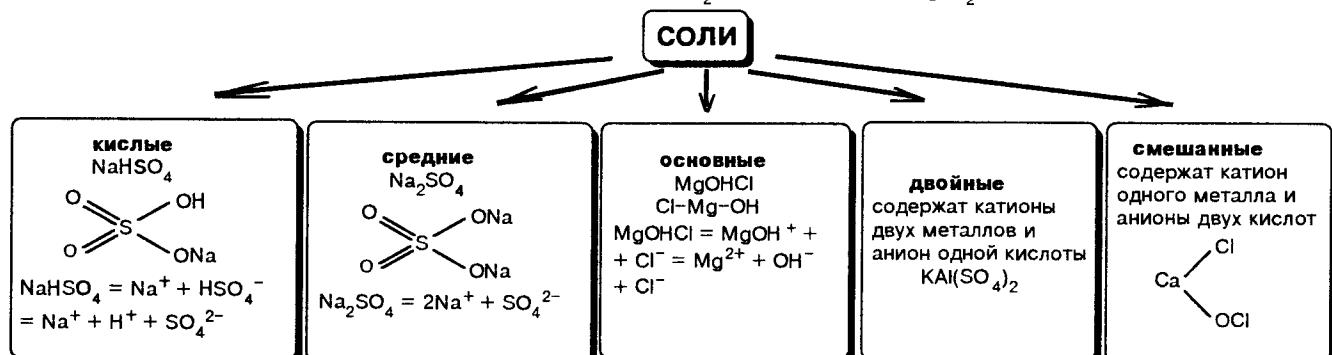
⑥ При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются



СОЛИ

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

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



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

Получение

1. С использованием металлов	металлы с неметаллами: металлы с кислотами: металлы с солями:	$2Mg + Cl_2 = MgCl_2$ $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ $Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$ вытесняет стоящий левее в электрохимическом ряду левее H , или — кислота — окислитель HNO_3 , H_2SO_4
2. С использованием оксидов	основные оксиды с кислотами: кислотные оксиды с основаниями: кислотные оксиды с основными: амфотерные оксиды:	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ $CaO + CO_2 = CaCO_3$ $Al_2O_3 + CaO = Ca(AlO_2)_2$
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	$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$ $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$ $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ ионные реакции, один из продуктов должен удаляться из зоны реакции

кислые соли получают такими же способами, что и средние,
 $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$
 $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$
2 : 1 — средняя
 Избыток кислоты, взаимодействуя со средней солью, переводит ее в кислую }
основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей с щелочами: $ZnCl_2 + NaOH = ZnOHCl \downarrow + NaCl$. Основные соли обычно хуже растворимы в воде, чем средние

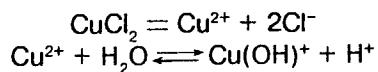
Физические свойства твердые кристаллические вещества. Многие соли имеют высокие температуры пл. и кип. По растворимости в воде делятся на хорошо ($NaCl$, KCl), мало ($PbCl_2$, $CaSO_4$) и практически нерастворимые ($BaSO_4$, $PbSO_4$, PbS , $CaCO_3$). Сильные электролиты.

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

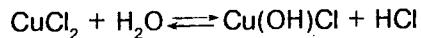
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

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

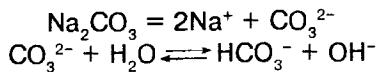
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



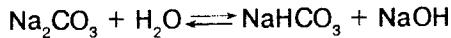
Образуется слабодиссоциирующий катион $Cu(OH)^+$. Среда в растворе кислая



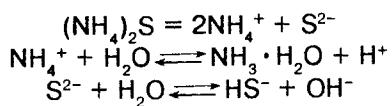
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



Образуется слабодиссоциирующий анион HCO_3^- . Среда в растворе щелочная



Соль образована слабой кислотой и слабым основанием

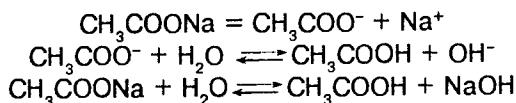


Образуется слабодиссоциированный анион HS^- и растворенный в воде аммиак. Среда близка к нейтральной.



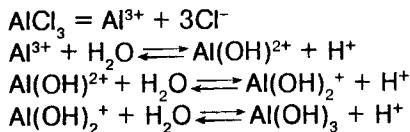
Данная реакция гидролиза необратима, т.к. образуется осадок гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ и выделяется сероводород H_2S

Гидролизу подвергаются соли как неорганических, так и органических кислот:

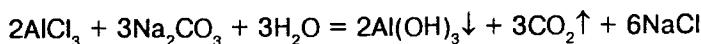
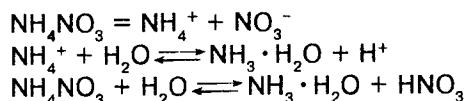
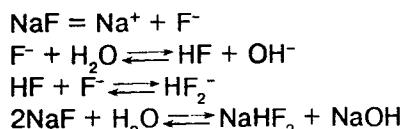


Гидролиз усиливается

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



Специальные случаи гидролиза



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



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. Т_{пл} понижается от 181 (Li) до 29°C (Cs).

Электрохимический ряд стандартных потенциалов

! Li, Cs, K, Na...

большая энергия гидратации иона Li⁺ (малый радиус)

В природе: Na — 2.64% (по массе), K — 2.5% (по массе), Li, Rb и Cs — значительно меньше
NaCl — поваренная соль (каменная соль), галит
Na₂SO₄ · 10H₂O — глауберова соль
NaNO₃ — чилийская селитра
Na₃AlF₆ — криолит
Na₂B₄O₇ · 10H₂O — бура
KCl — сильвин
KCl · NaCl — сильвинит } калийные удобрения

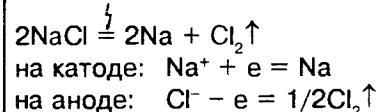
Химические свойства

очень активны, наиболее сильные **восстановители**

- С кислородом Rb, Cs — самовоспламеняются
 $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$; $2\text{K} + 2\text{O}_2 = \text{K}_2\text{O}_4$ — пероксиды
 $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ — оксид лития
- С галогенами — с выделением большого количества тепла
 $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaCl}$ — галогенид (хлорид)
- С серой при нагревании
 $\text{S} + 2\text{Li} = \text{Li}_2\text{S}$ — сульфид
- Литий взаимодействует с азотом (при комнатной температуре)
 $\text{N}_2 + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$ — нитрид
- С водородом при нагревании
 $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$ — гидрид
- Легко окисляются даже водой
 $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$

ПОЛУЧЕНИЕ

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



+ 1 Соединения щелочных металлов

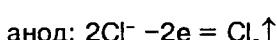
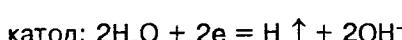
Щелочные металлы — самые сильные восстановители, их ионы (Na⁺, K⁺ и др.) не проявляют окислительных свойств

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

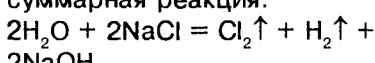
NaOH — едкий натр, каустическая сода; KOH — едкое кали

Получение

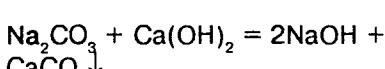
1. Электролиз водного раствора NaCl:



суммарная реакция:



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

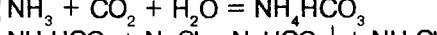
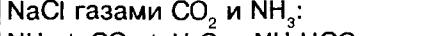
NaHCO₃ — питьевая сода

K₂CO₃ — поташ

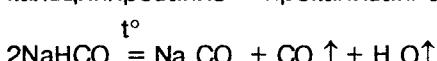
Получение соды

аммиачный способ (метод Сольвэ) — насыщение раствора

NaCl газами CO₂ и NH₃:



NaHCO₃ выпадает в осадок (сравнительно мало растворим). кальцинирование — прокаливание



Качественные реакции:

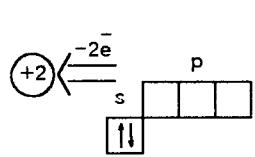
окрашивание пламени ионами

Li⁺ — карминово-красное

Na⁺ — желтое

K⁺ — фиолетовое

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



Be	не взаимодействует с водой
Mg	слабо взаимодействует с горячей водой
Ca	
Sr	
Ba	
Ra	

возрастает радиус атома, усиливаются металлические свойства,
возрастают восстановительные свойства

Магний: легкий ($\rho 1.74 \text{ г/см}^3$) серебристый металл, $t^\circ\text{пл} 650^\circ\text{C}$, устойчив на воздухе

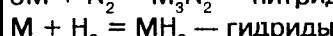
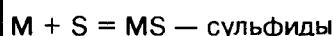
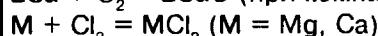
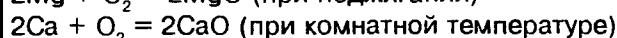
Кальций: легкий ($\rho 1.55 \text{ г/см}^3$) металл, на воздухе быстро окисляется и разрушается, $t^\circ\text{пл} 842^\circ\text{C}$

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

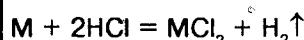
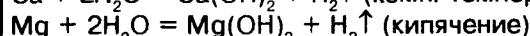
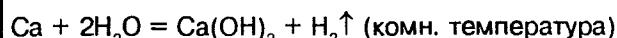
Встречаются только в виде соединений — силикатов, алюмосиликатов. Минералы: MgCO_3 — магнезит, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ — доломит, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — бишофит, CaCO_3 — мел, мрамор известняк, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс, CaF_2 — флюорит, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2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

Химические свойства Mg и Ca

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

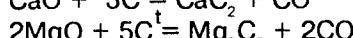
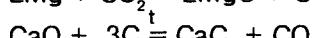
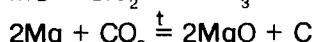
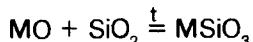


} при нагревании

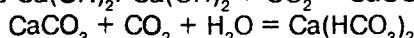
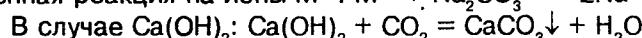
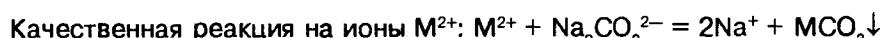


Оксиды MgO и CaO — основные. CaO — негашеная известь, MgO — жженая магнезия

$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ — практически не реагирует
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Q}$ (гашеная известь)

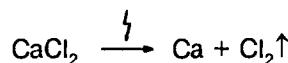


Гидроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — среднее по силе основание. Гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — сильное основание.



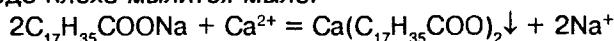
ПОЛУЧЕНИЕ

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

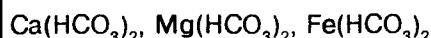


ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

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



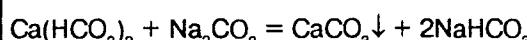
карбонатная — временная



кипячением



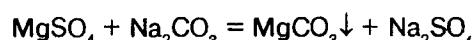
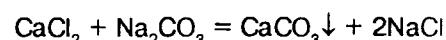
добавлением соды



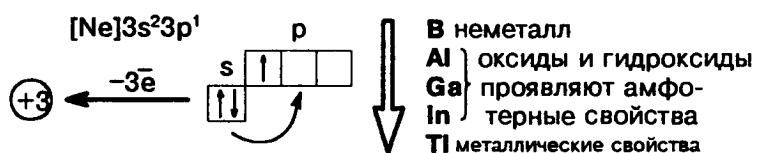
некарбонатная — постоянная



добавлением соды



ПОДГРУППА IIIa. АЛЮМИНИЙ Al



Физические свойства: серебристо-белый металл, пластичный, легкий ($2,7 \text{ г/см}^3$), хорошо проводит тепло и электрический ток. $T_m = 660^\circ\text{C}$

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

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



Электролиз Al_2O_3 при 950°C в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
На катоде: $\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}^0$
На угольном аноде (расходуется в процессе электролиза):
 $\text{O}^{2-} - 2\text{e} = \text{O}^0$;
 $\text{C} + \text{O} = \text{CO}$; $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

Химические свойства

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

с простыми веществами

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

со сложными веществами

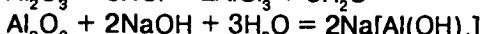
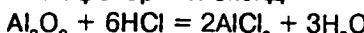
1. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ — после разрушения пленки Al_2O_3
2. Растворяется в щелочах
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ гидроксоалюминат натрия
3. $2\text{Al} + 6\text{HCl}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

Соединения со степенью окисления +3

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

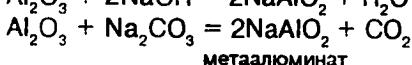
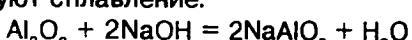
Получение: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Свойства: амфотерный оксид



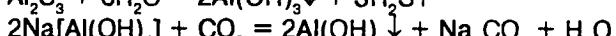
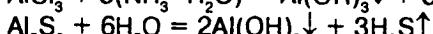
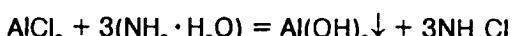
— перевод в растворимое состояние

используют сплавление:

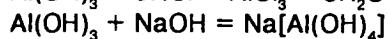
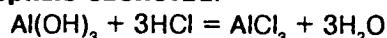


Гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$

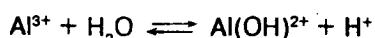
Получение: осаждение из растворов солей



Амфотерные свойства:

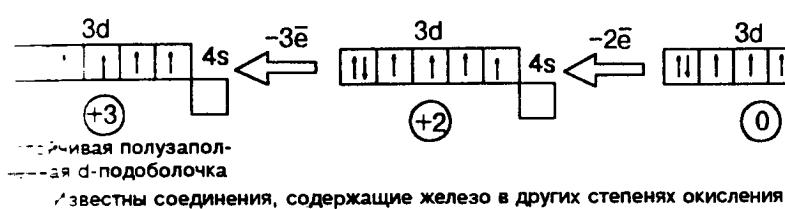


Четыре соли Al(+3) хорошо растворимы в воде (кроме AlPO_4), они гидролизуются (кислая дегидратация):



[Ar]3d⁶4s²

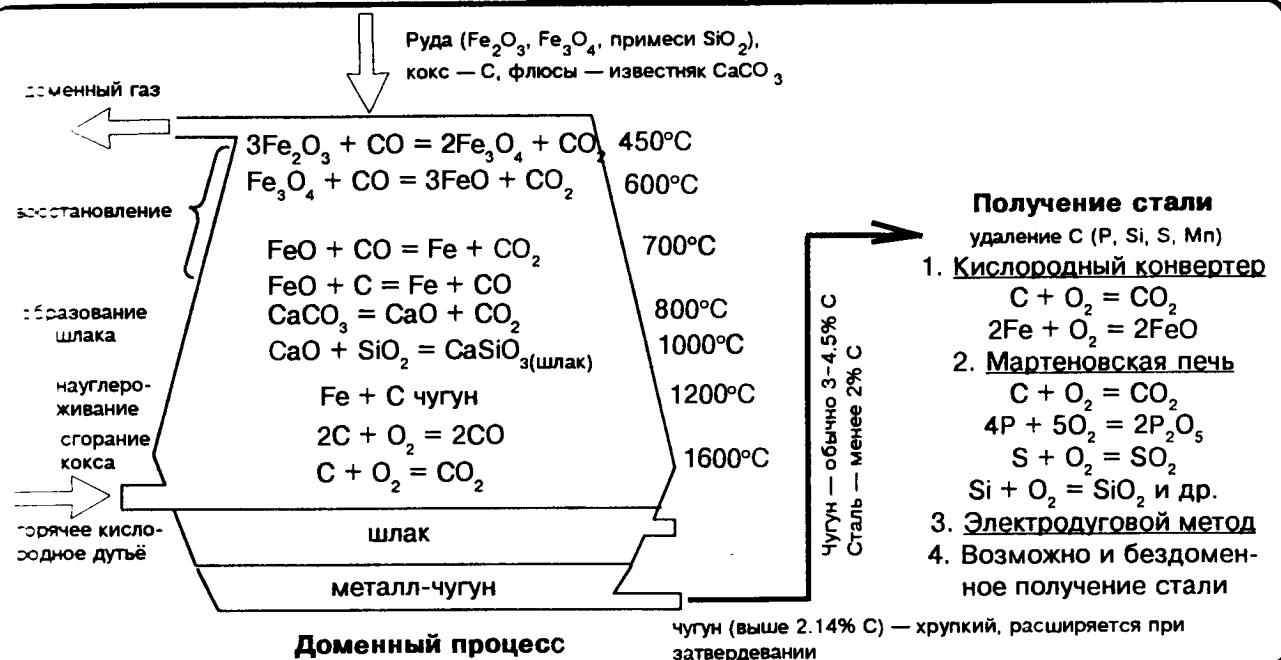
Подгруппа VIIIб. ЖЕЛЕЗО Fe



В природе:

Fe_3O_4 — магнетит (магнитный железняк)
 Fe_2O_3 — гематит (красный железняк)
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — лимонит (бурый железняк)
 FeS_2 — пирит
 FeCO_3 — железный шпат (сидерит)
 По распространению — 4-й элемент (4,6% по массе) земной коры

Получение



Химические свойства: чистое железо — пластичный металл, плотность 7,87 г/см³, t_{пл} 1350°C. Существует α -железо (кубическая объемноцентрированная решетка) и γ -железо (кубическая гранецентрированная решетка). α -Fe обладает магнитными свойствами.

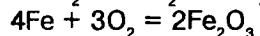
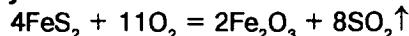
Химические свойства

Железо — металл средней химической активности, восстановитель, в сухом воздухе покрывается цинтной пленкой оксида, во влажном — ржавеет: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.
сильные окислители
$\left\{ \begin{array}{l} 4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \\ 3\text{Fe} + 2\text{O}_{2(\text{ист.})} = \text{Fe}_3\text{O}_4 \\ 3\text{Cl}_2 + 2\text{Fe} = 2\text{FeCl}_3 \end{array} \right.$
конц. HNO_3 , конц. H_2SO_4 с железом не реагируют
$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(65-70\%)} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
(1:1)
слабые окислители
$\left\{ \begin{array}{l} \text{Fe} + \text{S} = \text{FeS} \\ \text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \end{array} \right.$
$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(20\% \text{ и менее})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

+3

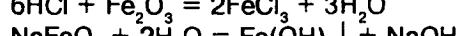
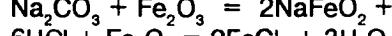
Fe_2O_3 — порошок бурого цвета

Получение:



Fe(OH)_3 — амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств

сплавление

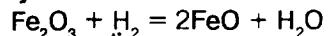


окислитель: $2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} = 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$

+2

FeO — порошок черного цвета

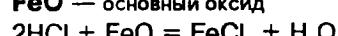
Получение:



оксалат



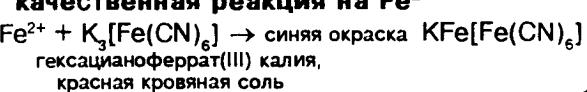
FeO — основный оксид



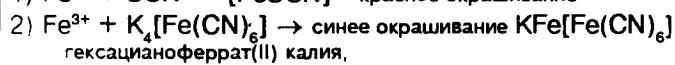
соединения Fe(+2) на воздухе, как правило, неустойчивы, т.к. обладают восстановительными

свойствами и легко окисляются (особенно в щелочной среде)

качественная реакция на Fe^{2+}



качественные реакции на Fe^{3+}



Ia ПОДГРУППА

щелочные металлы

ВОДОРОД Н

VIIa ПОДГРУППА

галогены

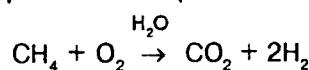


Состоит из протия Н (¹H) (99.985%), дейтерия D (²H) и следов радиоактивного трития T (³H).
Во Вселенной — наиболее распространенный элемент (90% массы Солнца — водород).
В земной коре — 1% по массе.
Входит в состав воды, метана, нефти, каменного угля.
В свободном виде встречается очень редко

ПОЛУЧЕНИЕ

в промышленности

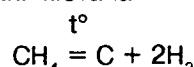
1. Конверсия метана (катализатор, нагрев)



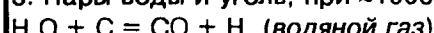
2. Коксовый газ (80% H₂)

3. Крекинг нефти

4. Крекинг метана

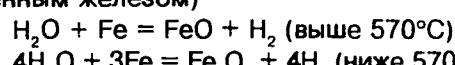


5. Пары воды и уголь, при ≈1000°C:



Редко:

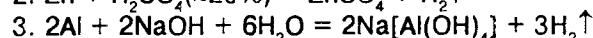
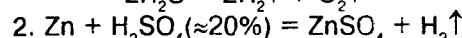
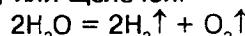
6. Железопаровой способ (водяные пары с раскаленным железом)



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:



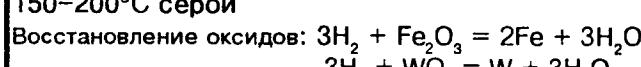
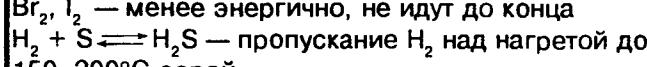
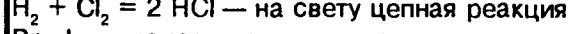
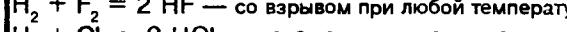
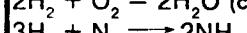
СВОЙСТВА

Химические: при обычных условиях довольно малоактивен (реагирует только с F₂), т.к. молекула H₂ прочна.

восстановитель

1. Потеря электрона — образование протона — H⁺ — (в водных растворах — ион гидроксония H₃O⁺)

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_{кип} —252°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

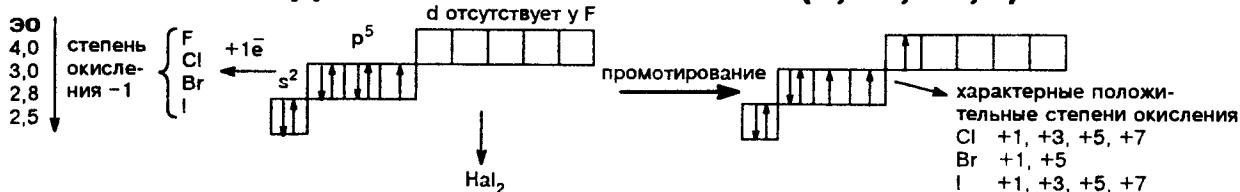


гидриды — ионные соединения, сильные восстановители:



применение: синтез HCl, NH₃, при восстановлении оксидов некоторых металлов, реакции гидрирования в органической химии, для получения маргарина — гидрирование растительных жиров, синтез метанола CH₃OH и др.

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



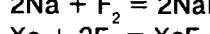
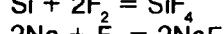
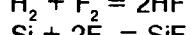
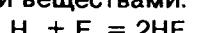
Физические свойства: F_2 Cl_2 Br_2 (ж) I_2 (тв)возг.
Типич. °C -108 -35 58 183

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

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

F_2 — наиболее реакционноспособен, реакции идут на холода, при нагревании — даже с участием Au, Pt

С простыми веществами:



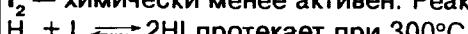
многие металлы в атмосфере фтора загораются.

На поверхности Ni, Cu и некоторых других возникает защитная пленка, реакции прекращаются

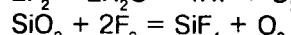
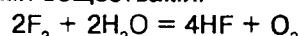
Cl_2 — также сильно реакционноспособен, но в темноте с H_2 не взаимодействует.

Br_2 — реакционноспособен

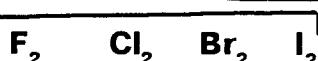
I_2 — химически менее активен. Реакция



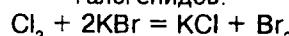
Со сложными веществами:



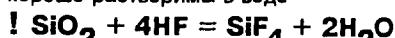
уменьшение окислительной активности



предыдущий вытесняет последующий из галогенидов:



HHal — газы, хорошо растворимы в воде



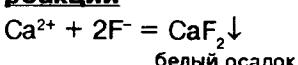
HF HCl HBr HI

увеличивается сила кислоты восстановительная и способность галогенида-иона

Образуют соли:

фториды, хлориды, бромиды, иодиды (ионные соединения)

Качественные реакции



Cl^- — AgCl белый осадок
 Br^- — AgBr бледно-желтый осадок
 I^- — AgI желтый осадок

нерасторимы в азотной кислоте

Получение HHal:

1. $CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$
2. $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
3. $PBr_3 + 3H_2O = 3HBr + H_3PO_3$
4. $PI_3 + 3H_2O = 3HI + H_3PO_3$
5. $H_2S + I_2 \rightarrow S \downarrow + 2HI$

В природе:

F — флюорит CaF_2 , фторапатит $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$

Cl — каменная соль $NaCl$, сильвинит $NaCl \cdot KCl$

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

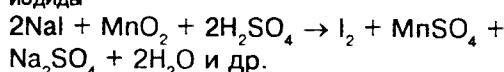
Получение

электролиз фторидов

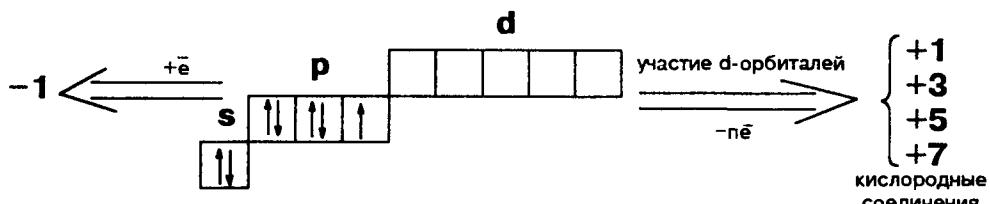
электролиз раствора $NaCl$, $HCl + KMnO_4$ и др.

бромиды

иодиды



Подгруппа VIIa. ХЛОР Cl



Физические свойства: $T_{\text{кин}} = -34^{\circ}\text{C}$, 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

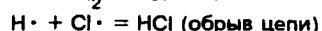
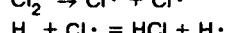
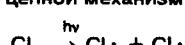
MgCl₂ · KCl · 6H₂O — карналлит

Химические свойства Cl₂:

сильный окислитель

с простыми веществами:

1. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
2. $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
3. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$
4. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ на свету
цепной механизм:



с N₂, C, O₂ — непосредственно не реагирует

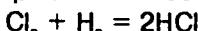
со сложными веществами:

1. Вытесняет бром из бромидов
 $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
2. Окисляет SO₂ и др. вещества:
 $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
3. С органическими веществами:
реакции замещения: $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$ (на свету)
присоединения: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$
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:
 $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
при нагревании:
 $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
6. С Ca(OH)₂: $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$

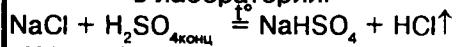
(белильная или хлорная известь)

Получение HCl:

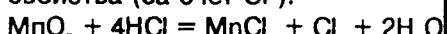
в промышленности:



в лаборатории:

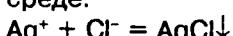


HCl — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (400 л HCl в 1 л воды — макс. 37–40% HCl). Водный раствор — сильная хлороводородная (соляная) кислота. Может проявлять восстановительные свойства (за счет Cl⁻):



Соли — хлориды, ионные соединения, хорошо растворимы в воде (кроме AgCl, PbCl₂, Hg₂Cl₂, CuCl₂)

Качественная реакция: белый твердожесткий осадок в кислой среде:



AgCl + 2NH₃ · H₂O = [Ag(NH₃)₂]Cl
– 2H₂O ! В отличие от AgBr и AgI, AgCl растворяется в избытке раствора аммиака.

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

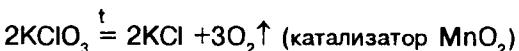
HClO₃ — хлорноватая кислота, соли — хлораты KClO₃

HClO₄ — хлорная кислота, соли — перхлораты KClO₄, NH₄ClO₄

} сильные кислоты



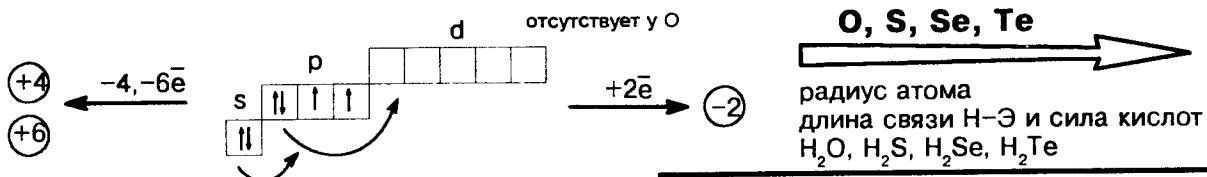
KClO₃ — бертолетова соль, разлагается при нагревании



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, $T_{\text{пп}} = 119^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кип}} = 445^{\circ}\text{C}$, циклич. молекулы S_8 , пары: S_8 , S_6 , S_4 , S_2 аллотропия (полиморфизм).

ромбическая \leftrightarrow моноклинная \leftrightarrow аморфная

Химические свойства на холода — 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 SO_3)

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 FeS_2 , галенит PbS и др.
сульфаты — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс) и др.

Получение

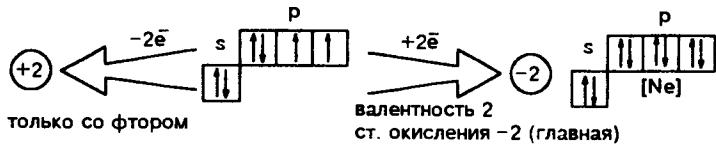
1. Очистка самородной серы

2. $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (недостаток O_2)

3. $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

-2	+4	+6
<p>Сера</p> <p>H_2S</p> <p>бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в H_2O</p> <p>Получение:</p> $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{H}_2\text{S}$ $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ <p>Химические свойства: Водный раствор H_2S — слабая кислота (слабее H_2SO_3)</p> <p>Соли</p> <ul style="list-style-type: none"> сульфиды, растворимы в H_2O только щелочных металлов, Ca^{2+}, Ba^{2+} гидросульфиды известны только в растворах <p>гидролиз $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$</p> <p>качественная реакция: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$ черного цвета</p> <p>восстановитель</p> <p>обычно окисляется до S^0, иногда до $\text{S}(+4)$ и $\text{S}(+6)$ 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 O_2</p> <p>$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ избыток O_2</p> <p>с галогенами</p> <p>$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$</p> <p>$\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$</p> <p>с HNO_3 — зависит от концентрации</p> <p>$\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>и даже со слабыми окислителями</p> <p>$\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{S}$</p> <p>$2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$</p>	<p>В природе — вулканические газы</p> <p>бесцветный газ с резким запахом</p> <p>Получение:</p> <ol style="list-style-type: none"> $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ — горение серы $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ — обжиг пирита <p>в лаборатории</p> $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} 2\text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Химические свойства:</p> <p>кислотный оксид $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ — сернистая кислота средней силы</p> <p>Соли</p> <ul style="list-style-type: none"> растворимы только сульфиты щелочных металлов, гидролиз гидросульфиты как правило, растворимы <p>окислительно-восстановительная двойственность</p> <p>с окислителями</p> <p>$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$</p> <p>бромная вода, обесцвечивание</p> <p>$2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$</p> <p>окислитель</p> <p>с восстановителями</p> <p>$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>диспропорционирование</p> <p>$4\text{K}_2\text{SO}_3 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ (прокаливание)</p> <p>присоединение S:</p> <p>$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ тиосульфаты (кипячение раствора с S)</p>	<p>радиус атома длина связи H—Э и сила кислот $\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$</p> <p>О, S, Se, Te </p> <p>легко переходит в $(\text{SO}_3)_n$</p> <p>$T_{\text{пп}} = 16,8^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кип}} = 44,8^{\circ}\text{C}$</p> <p>Получение:</p> <ol style="list-style-type: none"> а) В контактном аппарате, содержащем катализатор V_2O_5, $400-600^{\circ}\text{C}$ б) Поглощением SO_3 в поглотительной башне методом противотока H_2SO_4 получают раствор SO_3 в H_2SO_4 — олеум. Олеум разбавляют до 98% H_2SO_4 <p>серная кислота </p> <p>сильная кислота (при диссоциации по 1-й ступени). Концентрированная — водоотнимающее свойство (обугливание):</p> <p>$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12\text{C} + 11\text{H}_2\text{O}$ сахар</p> <p>окислительные свойства за счет $\text{S}(+6)$</p> <p>$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ с металлами, стоящими после H_2, при t°</p> <p>$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ с активными — смесь</p> <p>$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2, \text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4$</p> <p>На холода: пассивирует Fe, Al, Cr</p> <p>Разбавленная — как обычная кислота. окислитель — H^+</p> <p>Соли</p> <ul style="list-style-type: none"> гидросульфаты HSO_4^- сульфаты SO_4^{2-} <p>Качественная реакция: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ белый осадок не растворимый в кислотах</p>

VIA ПОДГРУППА. КИСЛОРОД О



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 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (см. получение H_2)
2. Разложение перманганата калия, $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
пероксида водорода, $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (катализатор MnO_2)
бертолетовой соли $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (катализатор MnO_2)
3. Из пероксида бария $2\text{BaO}_2 \rightarrow 2\text{BaO} + \text{O}_2$

Свойства:

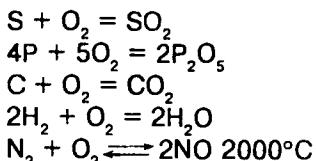
Физические: бесцветный газ, без запаха. $T_{\text{кип}} = -183^\circ\text{C}$, в 1 л H_2O растворяется 0.04 г O_2 .

Парамагнитен — втягивается в магнитное поле

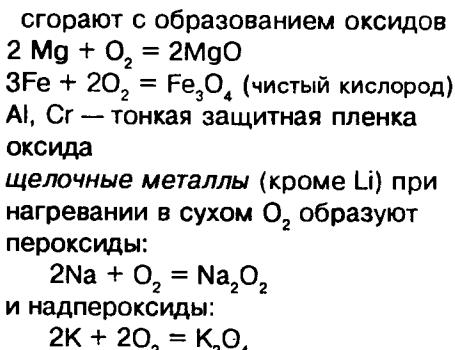
Химические: в реакциях со всеми простыми веществами — окислитель. Непосредственно не реагирует с галогенами, инертными газами, Au, Pt, кислородные соединения которых получают косвенными путями

Реакции

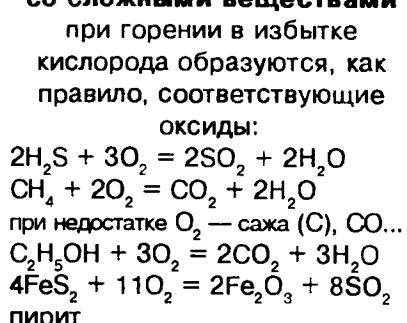
с неметаллами



с металлами



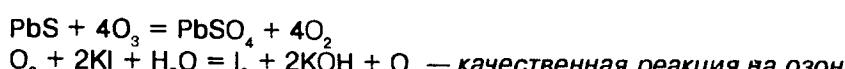
со сложными веществами



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

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

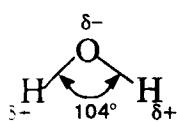
Озон — нестойкое вещество, легко распадающееся, обладает **сильным окислительным действием**



ПРИМЕНЕНИЕ O_2

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

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



ВОДА (оксид водорода) H_2O

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

Физические свойства:

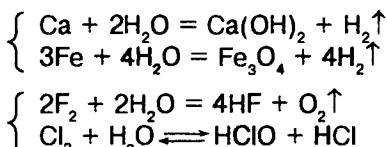
Чистая вода не имеет вкуса, цвета и запаха, в тонких слоях — бесцветная, в толще — голубоватая. Наибольшая плотность при $+4^\circ\text{C}$ — 1 кг/л, при 0°C — 0.998 кг/л, так как согласно

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

Химические свойства:

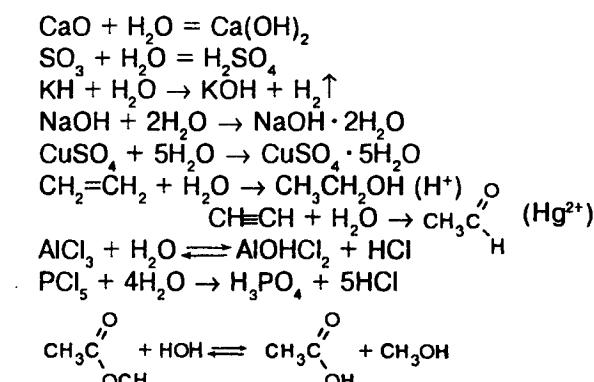
Вода реагирует с простыми веществами:

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

Очистка:

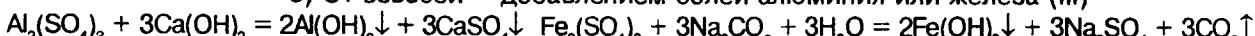
- 1) От крупных частиц — фильтрованием
- 2) От растворенных солей:

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



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

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

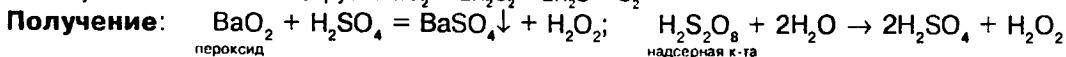


Рыхлые осадки $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ захватывают примеси

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

Пероксид водорода H_2O_2

H_2O_2 — жидкость. Обычно в фармакологии (антисептик) 3%-ный водный раствор или 30%-ный раствор в промышленности (пергидроль). Легко разлагается при хранении, при нагревании и на свету. Разложение катализирует MnO_2 : $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$



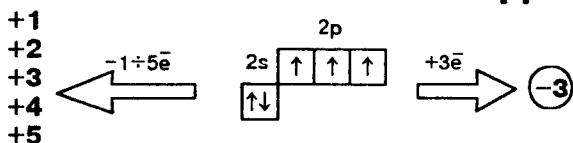
Свойства: 1) Очень слабая кислота: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$, соли — пероксиды $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

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

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

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

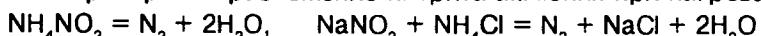
Va ПОДГРУППА. АЗОТ N



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

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

② в лаборатории — разложение нитрита аммония при нагревании:



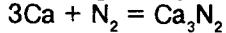
СВОЙСТВА

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

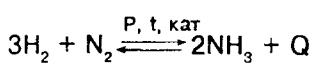
Химические: молекула $\text{N}=\text{N}$ очень устойчива (прочная тройная связь, $E = 942 \text{ кДж/моль}$)
низкая реакционная способность

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

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



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



Аммиак NH_3

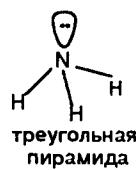
В промышленности: см. выше $\text{H}_2 + \text{N}_2$

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



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

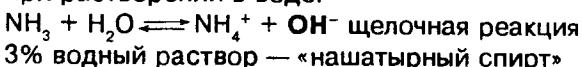
Химические свойства:



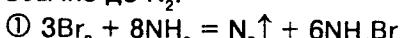
$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$ — ион аммония
донорно-акцепторное взаимодействие, присоединяет H^+ → ион аммония

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

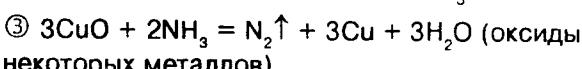
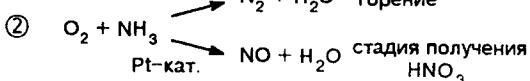
при растворении в воде:



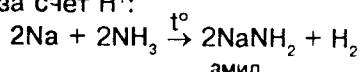
Восстановитель: за счет N^3- , окисляется обычно до N_2 :



горение



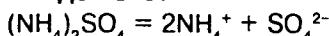
Окислитель: за счет H^+ :



Соли аммония NH_4^+

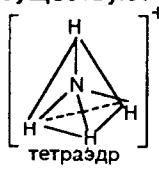
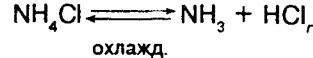
NH_4^+ — ведет себя как катион щелочного металла

Соли аммония хорошо растворимы в воде
В водных растворах соли аммония существуют в виде ионов:

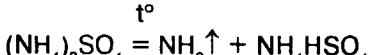


Разложение при нагревании:

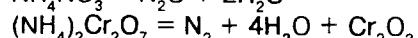
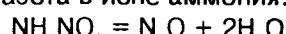
- ① если кислота летучая, а анион — неокислитель: нагрев



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



- 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

+① Оксид азота (I), N_2O

Получение:

$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
бесцветный газ со сладковатым запахом, заметно растворяется в H_2O

неспособразующий

>500°C — разлагается
 $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$

поэтому окисляет вещества, реагирующие с O_2

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

неспособразующий

окисительно-восстановительная двойственность

восстановитель:

$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
 $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$

окислитель:

$2\text{NO} + 2\text{SO}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{N}_2$
в водном растворе:
 $2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

Соли азотистой кислоты — нитриты
(KNO_2 , NaNO_2)

Химические свойства HNO_3

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

Смесь продуктов в зависимости от активности металла и концентрации HNO_3 . Концентрированная HNO_3 пассивирует на холодау Fe , Al , Cr

Неметаллы: окисляются до соответствующих кислот, $\text{HNO}_3 \Rightarrow \text{NO}_2$ или NO (в зависимости от разбавления)

$\text{P} + 5\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{Mn} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 4\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + 5\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Нитраты — хорошо растворимые металлы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{борный газ}}$
 $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
 $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

Малоактивные металлы

$2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{борный газ}}$
 $2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$



строение молекулы азотной кислоты



Получение:

в промышленности (стадия производства HNO_3)

Pt

$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
в лаборатории

$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

разлагается

$2\text{NO} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$

поэтому окисляет вещества, реагирующие с O_2

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

окислитель:

$2\text{H}_2 + 2\text{HNO}_2 = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

восстановитель:

$2\text{KMnO}_4 + 6\text{HNO}_2 = 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Соли азотистой кислоты — нитриты

(KNO_2 , NaNO_2)

Физические свойства

Бесцветная жидкость, при -42°C переходит в кристаллическое состояние, с H_2O смешивается в любых соотношениях

+③ Оксид азота (III), N_2O_3

1 объем $\text{HNO}_3 + 3$ объема $\text{HCl} \rightarrow$ «царская вода»

$\text{Au} + \text{HNO}_3 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}[\text{AuCl}_4]$

Малоактивные металлы

$2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$



бесцветные частички кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{CuSO}_4 + 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

+⑤ Оксид азота (V), N_2O_5

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cr} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pt} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ag} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Sr} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cs} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Rb} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

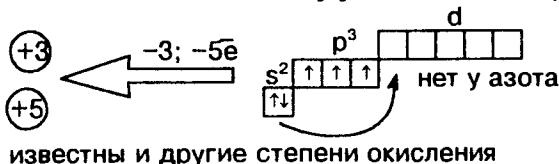
бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

бесцветные кристаллы

$2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Li} = 2\text{NaHS$

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



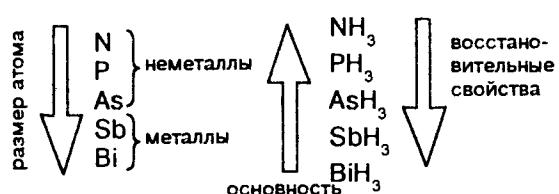
Фосфор: несколько аллотропных модификаций

Белый (желтый) фосфор, молекулярное строение P_4 , т.пл. 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

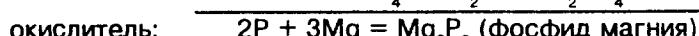
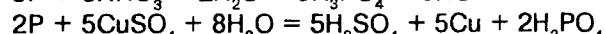
Белый фосфор ↔ Красный фосфор
нагревание, пониж. давление



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 N_2

+3 кислородные соединения
более устойчивы, чем N_2

+5

фосфиды: Ca_3P_2



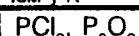
фосфин: PH_3

$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3 \uparrow$
фосфин — ядовитый газ, бесцветен, плохо растворим в H_2O , нестойек.

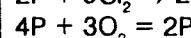
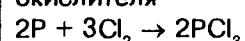
PH_3 — более слабое основание, чем NH_3

$PH_3 + Hl = [PH_4]l$ — в воде соли фосфония полностью гидролизуются.

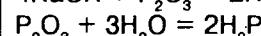
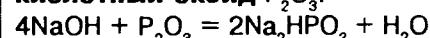
PH_3 — **сильный восстановитель**
 $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$



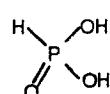
Образуются при недостатке окислителя



кислотный оксид P_2O_5 :



двуухосновная фосфористая кислота средней силы



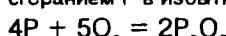
соли — фосфиты (Na_2HPO_3 и др.)

восстановитель:

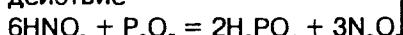


соединения фосфора в этой степени окисления наиболее устойчивы, поэтому не проявляют окислительных свойств

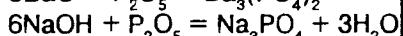
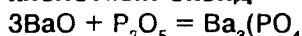
P_2O_5 — белый порошок, получают горением P в избытке O_2 :



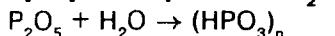
сильное водоотнимающее действие



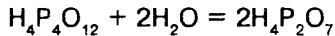
кислотный оксид



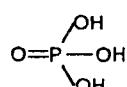
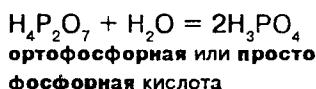
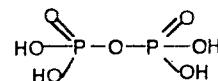
при растворении в H_2O



метафосфорная кислота $n \geq 4$



пирамидофосфорная кислота

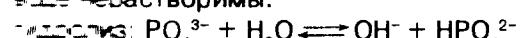


PCl_5 — легко гидролизуется:
 $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$

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

В зяда 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.

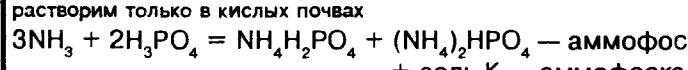
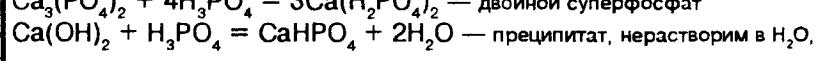
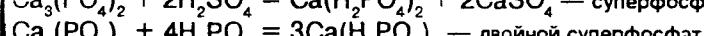
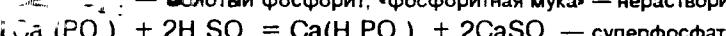


Частичная реакция: в нейтральной среде $3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4$

также — белый осадок

* добавления:

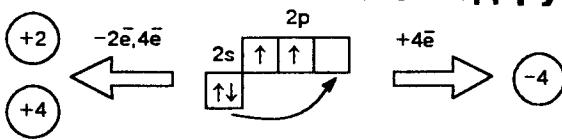
— PCl_5 : — молотый фосфорит, «фосфоритная мука» — нерастворим в воде



В промышленности:

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

IVa подгруппа. УГЛЕРОД С



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

Физические свойства: 4 аллотропные модификации

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

Химические свойства

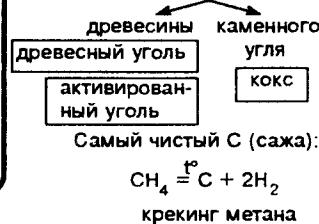
малоактивен, на холода реагирует только с $\text{F}_2 \rightarrow \text{CF}_4$

восстановительные ← слабо выражены → **окислительные**

- 1) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ — ниже 500°C
- 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$ выше 1200°C
 $\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2$ ок. 1000°C
- 3) $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$ при нагревании
- 4) $4\text{HNO}_3 + 3\text{C} = 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $2\text{H}_2 + \text{C} = \text{CH}_4$ и др. углеводороды

получение

нагревание без доступа воздуха



Самый чистый С (сажа):



-4 и др.

+2

+4

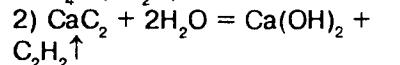
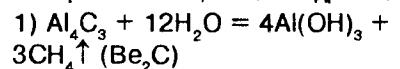
Углеводороды (CH_4 , C_2H_2 , C_6H_6 и др.)

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

2 группы карбидов.

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

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



(Na_2C_2 , K_2C_2 , SrC_2 , BaC_2 , Cu_2C_2 , Mg_2C_3 и др.)

При гидролизе — ацетилен C_2H_2 , пропин C_3H_4 и др.

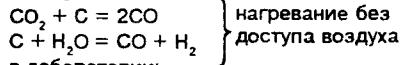
Оксид углерода (II), CO угарный газ

донорно-акцептор-

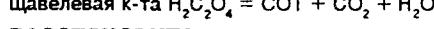
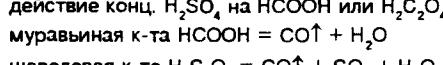
: $\ddot{\text{C}}$ O: ное взаимодействие

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

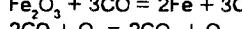
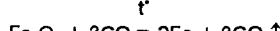
Получение:



в лаборатории:



восстановитель



несолеобразующий, но при 200°C



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

Оксид углерода (IV) CO_2

$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$ углекислый газ

неполярная, линейная молекула. Без цвета и запаха, растворим в H_2O (880 мл в 1 л H_2O). При давлении 50 атм сжижается. -76°C — «сухой лед»

Получение:

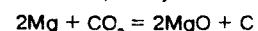
в промышленности — обжиг известняка, конверсия метана и др.

в лаборатории — вытеснение сильной к-той:



Окислительные свойства выражены слабо.

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



Кислотный оксид. При

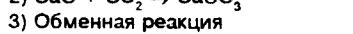
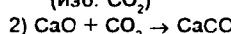
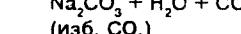
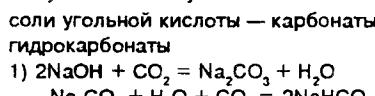
растворении в H_2O образуется небольшое количество слабой угольной кислоты



в свободном виде

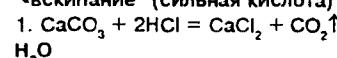
$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ — неустойчива

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



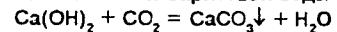
качественная реакция

«вспкипание» (сильная кислота)

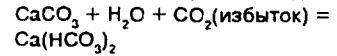


2. CO_2 вызывает помутнение

известковой и баритовой воды



возможно растворение осадка:

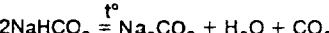


карбонаты

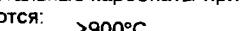
растворимы в H_2O —

только щелочных и NH_4^+

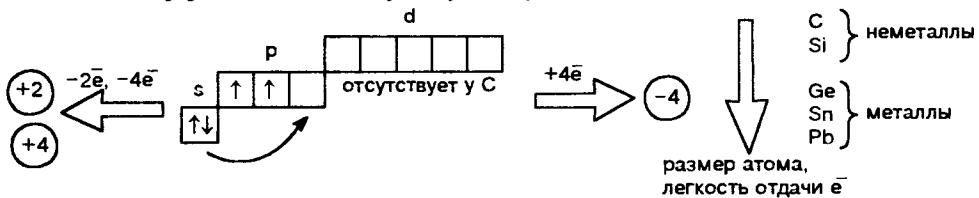
сильный гидролиз



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



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



КРЕМНИЙ

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

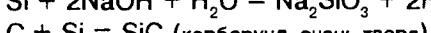
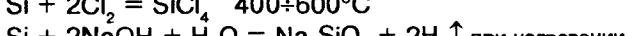
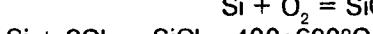
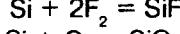
«аморфный» кремний — высокодисперсный бурый порошок, более реакционноспособен, чем кристаллический

В природе: 2-е место по распространенности (27,6% массы земной коры). Кремнезем — SiO_2 (песок, кварц). Силикаты и алюмосиликаты: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ полевой шпат $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ глины и мн. др.

Химические свойства

сравнительно инертен, реагирует преимущественно с сильными окислителями или восстановителями, как правило, требуется высокая температура:

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

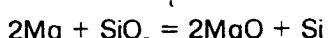
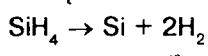
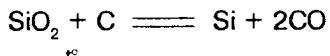


как окислитель: $2\text{Ca} + \text{Si} = \text{Ca}_2\text{Si}$ силицид кальция

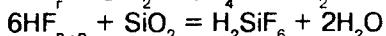
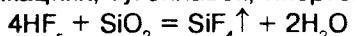
во многих металлах Si заметно растворяется без химического взаимодействия

Получение:

1800°C

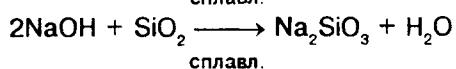


+4 SiO_2 — оксид кремния (IV), существует в нескольких кристаллических модификациях, тугоплавок, инертен, но реагирует с HF:



Кислотный оксид:

сплавл.



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

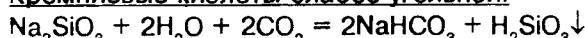
Силикаты — соли кремниевых кислот. Силикаты Na, K растворимы в воде. Их называют жидким стеклом (силикатный клей).

Сильный гидролиз (кремниевые кислоты — оч. слабые)



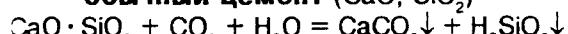
соли поликремниевых кислот — диметасиликат $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ и т.п.

Кремниевые кислоты слабее угольной:



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

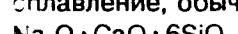
обычный цемент (CaO, SiO_2)



схватывание — за счет CO_2 из воздуха

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

сплавление, обычное оконное стекло



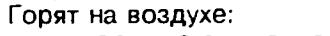
замена части CaO на PbO — хрустальное стекло

-4 кремниводороды

(силаны) SiH_4 , Si_2H_6 и др.

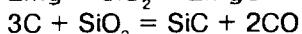
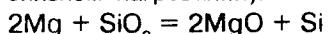
Получают из силицидов: $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4 \uparrow$

Горят на воздухе:



силициды: Mg_2Si , Ca_2Si и др.

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



Кремниевые кислоты

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

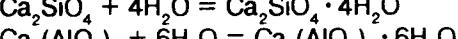
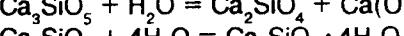
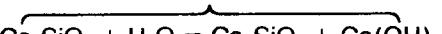
H_4SiO_4 — ортокремниевая

H_2SiO_3 — метакремниевая

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

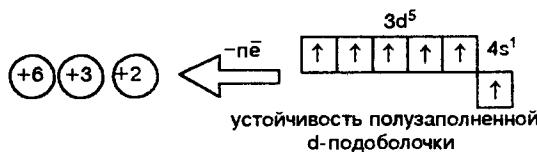
Нестойкие при нагревании:

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



VIб ПОДГРУППА. ХРОМ Cr

[Ar]3d⁵4s¹



В природе:

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

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:

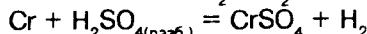
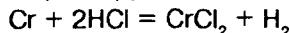
При обычных условиях реагирует только со F₂.

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



со сложными веществами:

Cr реагирует с кислотами — неокислителями



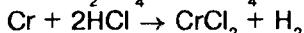
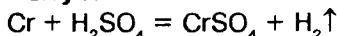
с конц. и разбр. HNO₃, царской водкой — не реагирует (passivation)



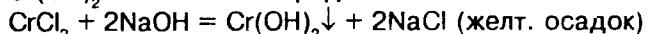
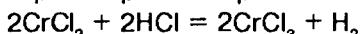
+2

Соединения малоустойчивы, легко окисляются

Получение:



В растворах быстро окисляются до Cr(+3):



Соединения Cr(+2) — сильные восстановители

+3

Оксид Cr_2O_3

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

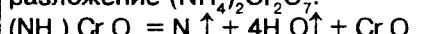
Получение:

сжигание Cr в O₂,

нагревание CrO₃:

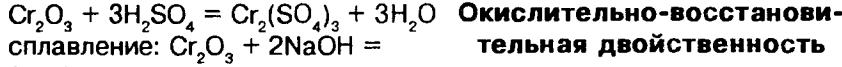


разложение (NH₄)₂Cr₂O₇:



Полученный при невысоких

температурах Cr₂O₃ амфотерен



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

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

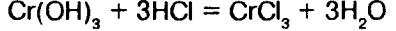


Cr₂O₃, прокаленный при высоких

температурах, не реагирует ни с

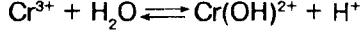
кислотами, ни с основаниями.

Гидроксид Cr(OH)₃ амфотерен: $2\text{NaCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{NaOH} =$



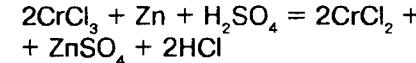
В воде хромит-ионы зеленого цвета.

Ионы Cr³⁺ гидролизуются:

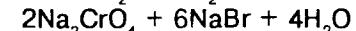


Окислительно-восстановительная двойственность

окислитель:



восстановитель:

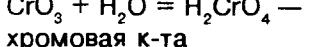
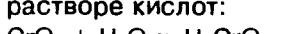


+6

Оксид CrO₃

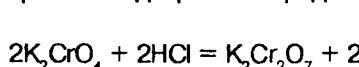
Кислотный оксид

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



Равновесие

хромат ⇌ дихромат определяется pH

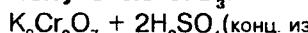
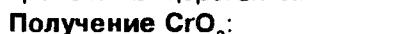


желтый хромат оранжевый дихромат

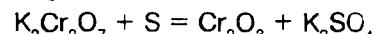
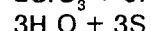
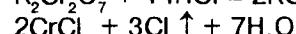
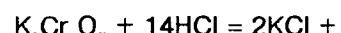


хроматы канцерогенны!

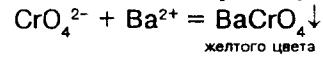
Получение CrO₃:



Сильные окислители

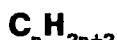


Качественная реакция



желтого цвета

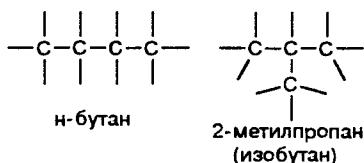
ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ, ПАРАФИНЫ)



CH_4 — метан	C_5H_{12} — пентан
C_2H_6 — этан	C_6H_{14} — гексан
C_3H_8 — пропан	C_7H_{16} — гептан
C_4H_{10} — бутан	C_8H_{18} — 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

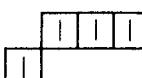
длинную цепь. Название: N°_(min) заместителя — заместитель-цепь.

Например, 2,3,3,- trimetil-4-этилгексан

C¹,C⁶ — первичные, C⁵ — вторичный, C²,C⁴ — третичные, C³ — четвертичный атомы углерода

Физические свойства: CH_4 — бесцветный газ, $t_{\text{кип}} = -162^\circ\text{C}$. $\text{C}_2\text{--C}_4$ — газы; $\text{C}_5\text{--C}_{15}$ — жидкости (при обычных условиях), далее — тв. вещества. $t_{\text{кип}}$ предельных углеводородов с неразветвленной цепью выше, чем $t_{\text{кип}}$ у соответствующих углеводородов с разветвленной цепью.

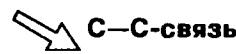
Строение:



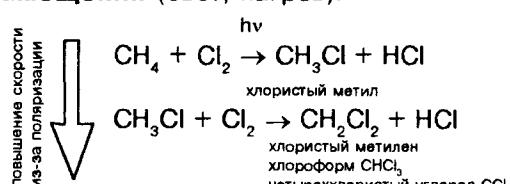
возбужд. сост.
атома С

sp³-гибридизация 4 эквивалентн. σ-связи С—Н, направленные к вершинам тетраэдра, $\angle 109^\circ 28'$
возможно свободное вращение вокруг связи С—С

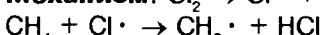
Химические свойства: связи С—С и С—Н прочные, характеризуются низкой поляризостью, поэтому **свободнорадикальный механизм** реакций: $\text{CH}_3\cdot\text{H} \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{H}\cdot$



Реакции свободнорадикального замещения (свет, нагрев):



Механизм: $\text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot$

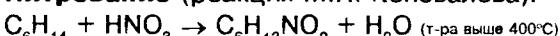


$\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}\cdot$ и т.д. до обрыва;
 $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$ или $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{Cl}_2$

для гомологов $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHBrCH}_3 \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br} \end{array}$ 90%
10%

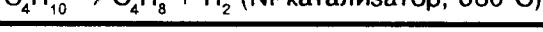
третичный > вторичный > первичный

Нитрование (реакция М.Н. Коновалова):



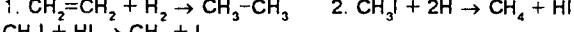
(т-ра выше 400°C)

Дегидрирование:



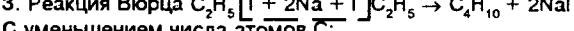
Получение (природный газ, нефть):

Без изменения числа атомов С:

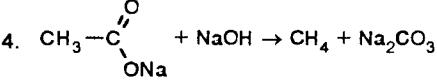


$\text{CH}_3\text{I} + \text{HI} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{I}_2$

или с увеличением числа атомов С:

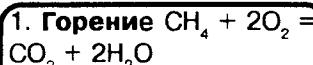
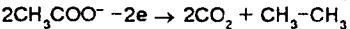


С уменьшением числа атомов С:



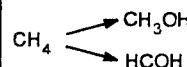
5. Синтез из CO и H₂: CO + H₂ → смесь углеводор. + H₂O

6. Электролиз растворов солей карбоновых кислот (Кольбз)

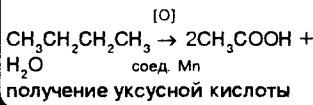


смеси с воздухом
взрывоопасны

2. **Кatalитическое окисление** (промышленность)

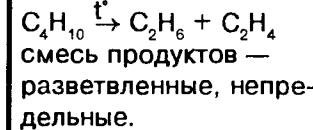
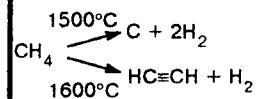


Гомологи — с разрывом С—С связи:



Крекинг

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



Циклопарафины: углеводороды, в которых атомы



С образуют цепь (цикл), связи насыщены атомами Н

Названия: Цикло + алкан



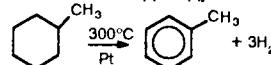
метилциклобутан транс-1,2-диметилцикло propane

Изомерия: углеводородного скелета + пространственная

Химические свойства: подобны парафинам. Характерно свободнорадикальное замещение.

Следует отметить:

1. Для циклогексанов — легкая дегидрогенизация



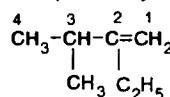
2. Легкое разрушение 3-4-членных циклов: $\Delta + \text{Br}_2 \rightarrow$

НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ, ОЛЕФИНЫ)

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

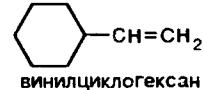
Номенклатура: системетическая (ИЮПАК)

от названия соответствующих насыщенных углеводородов $an \rightarrow en$ ($N^o_{(min)}$)



3-метил-2-этилбутен-1

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



винилциклогексан

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

Строение:

легкость электрофильного присоединения $\begin{array}{c} C \\ || \\ C \end{array} + H-Y \rightarrow \left[\begin{array}{c} C^+ \\ | \\ C-H \\ | \\ Y^- \end{array} \right] \rightarrow \begin{array}{c} C \\ | \\ C-H \\ | \\ Y \end{array}$

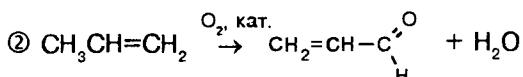
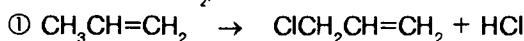
π -связь более реакционноспособна, чем σ -связь

Горение:
 $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$
 слабо коптящее пламя

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:

$Cl_2, 500^\circ C$



Реакции присоединения по связи $C=C$

- $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2CH_2Br$ 1,2-дигромэтан протекает легко — обесцвечивается бромная вода
- $CH_2=CH-CH_3 + HBr \rightarrow \begin{array}{c} CH_2-CH-CH_3 \\ | \quad | \\ H \quad Br \end{array}$

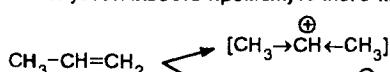
Правило Марковникова: атом H из $HHal$ присоединяется к атому C с наибольшим числом атомов H

Причины:

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

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

② большая устойчивость промежуточного карбокатиона



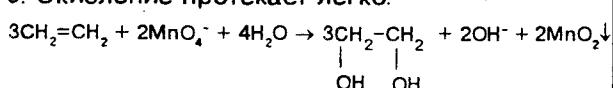
первичный < вторичный < третичный

3. Полимеризация (соединение молекул друг с другом):
 $nCH_2=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$ — полиэтилен

п — степень полимеризации

4. Гидратация $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{0^\circ C, H_2SO_4} CH_3-CH_2-OH$

5. Окисление протекает легко:

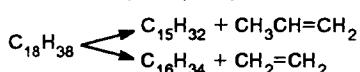


обесцвечивание р-ра — качественная реакция на двойную связь

6. Гидрирование $CH_2=CH_2 + H_2 \xrightarrow[t]{Ni \text{ или Pt}} CH_3-CH_3$ (гидрогенизация)

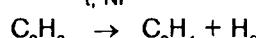
Получение:

① при крекинге нефтепродуктов:

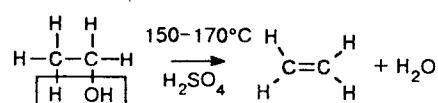


② этилен содержится в газе, выделяющемся при коксования каменного угля

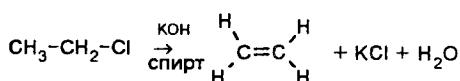
③ дегидрогенирование предельных углеводородов: t, Ni



④ из спиртов — дегидратация:

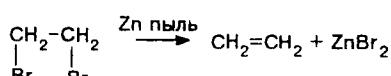


⑤ из моногалогенных производных:



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

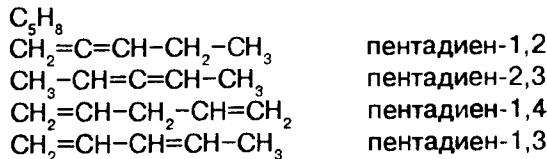
⑥ из дигалогенпроизводных:



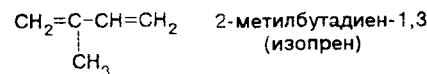
ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ C_nH_{2n-2}

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

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

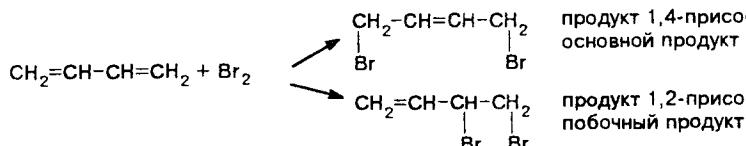


Номенклатура: такая же, как у алkenов, но $en \rightarrow \text{диен}$

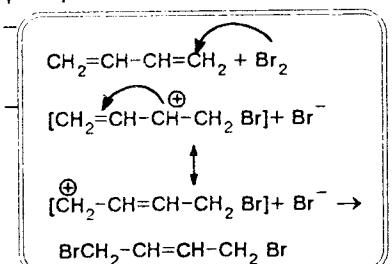
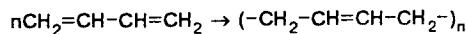


Наибольшее практическое значение имеют 1,3-диены с **сопряженными** $C=C$ связями (группами $C=C-C=C$)

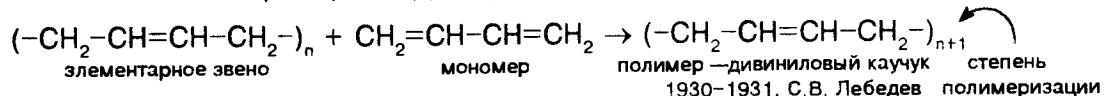
Химические свойства: из-за взаимного влияния $C=C$ связей вся ненасыщенная система в реакциях присоединения реагирует как одно целое



аналогично — реакция полимеризации:

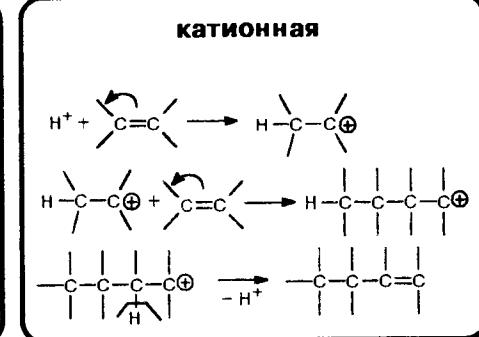
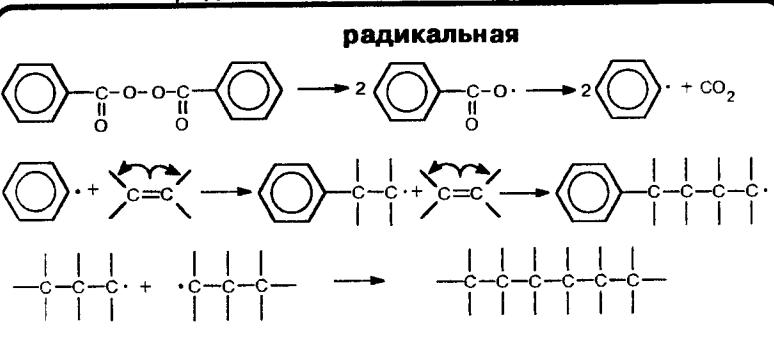


ПОЛИМЕРЫ: Высокомолекулярные соединения, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок (мономерных звеньев)

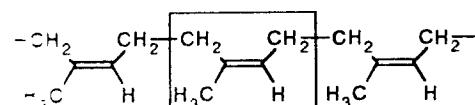


Полимеризация: Процесс синтеза полимера путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи.

Механизм: радикальный, катионный и анионный



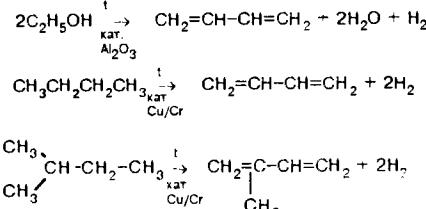
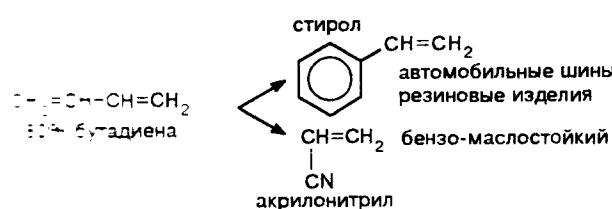
природный каучук — изопреновые



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)

промышленные каучуки (сополимеры)



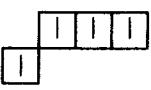
АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ) C_nH_{2n-2}

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

Номенклатура:	Систематическая (ИЮПАК)	Иногда используют рациональную
аналогична олефинам	замена $EH \rightarrow IH$	на основе ацетилена
	$\begin{array}{ccccccc} & 4 & 3 & 2 & 1 \\ & CH_3 & -CH & -C & \equiv & CH \\ & & & & & \\ & CH_3 & & & & CH_3 \end{array}$ 3-метилбутин-1	$CH_3-C\equiv CH$ метилацетилен $CH_2=CH-C\equiv CH$ винилацетилен

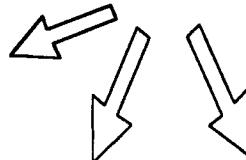
Изомерия: углеводородного скелета + положение связи $C\equiv C$, пространственной нет.

Строение:



Для атома С в алкинах характерна sp -гибридизация, $\angle 180^\circ$. Группа $-C\equiv C-$ имеет линейное строение.
 Длина связи $C\equiv C$ 1,20 Å, что короче, чем связь $C-C$ (1,54 Å) или $C=C$ (1,33 Å). π -Связи образуют компактное облако, поэтому в некоторых реакциях присоединения $C\equiv C$ связь мало реакционноспособна.

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

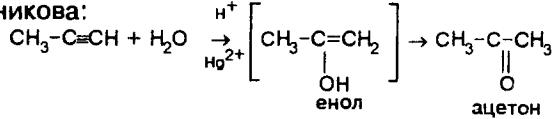


Реакция присоединения по $C\equiv C$ связи
 протекает ступенчато

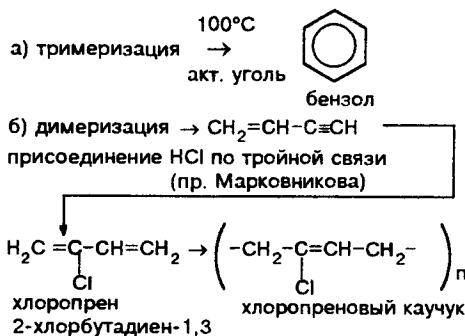
- ① $H-C\equiv C-H + Br_2 \xrightarrow[\text{Br-воды}]{AlCl_3} H-C=CH-Br + Br_2 \xrightarrow{\text{Br}} H-C-Br-C-Br$
- ② $H-C\equiv C-H + HCl \xrightarrow{\text{хлористый винил}} H_2C=CHCl + HCl \xrightarrow{\text{ПВХ — пластмасса}} H_3C-CHCl_2$
- ③ $H-C\equiv C-H + H_2O \xrightarrow[\text{Hg}^{2+} \text{ виниловый спирт}]{H^+} [H_2C=CHON] \xrightarrow{\text{по правилу Марковникова}} CH_3-C(=O)-CH_3$

Реакцию Кучерова используют в промышленности

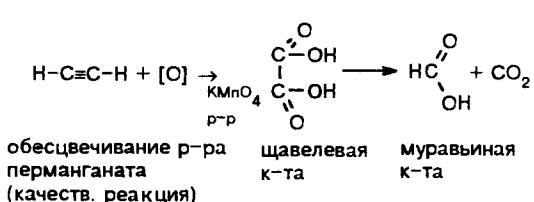
Присоединение H_2O , HCl и др. происходит по правилу Марковникова:



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



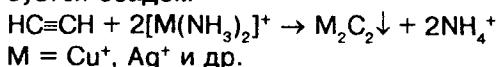
⑥ окисление



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

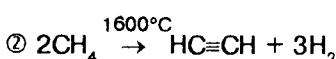
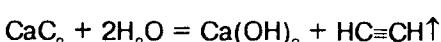
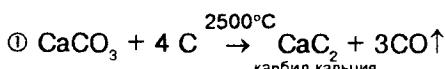
Сильное влияние $C\equiv C$ связи на свойства связанного с ней атома Н. Т.к. углерод сильно ненасыщен, электротрицательность $C_{sp} > C_{sp^2} > C_{sp^3}$, наблюдается сдвиг электронов $C\equiv C-H$. Поляризация связи C—H приводит к появлению кислотных свойств.

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

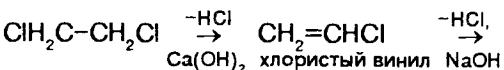


Ацетилениды M_2C_2 после высушивания взрываются

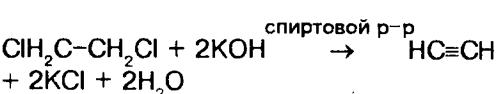
Получение:



③ из дигалогенпроизводных:

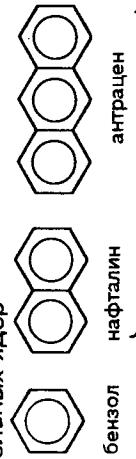


или



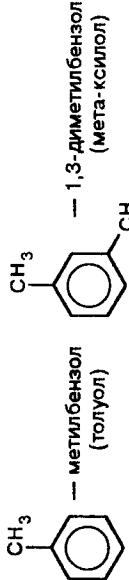
АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

один или несколько бензольных ядер, в состав которых входит одно или



нафталин

Номенклатура: назование заместителя + бензол

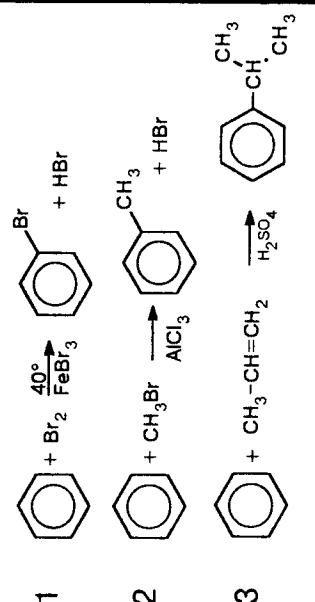


бензольные кольца сконденсированы

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

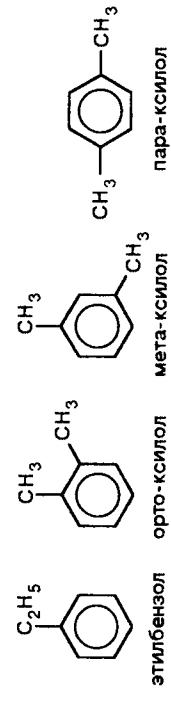
Горение: бензол и его аналоги (толуол и др.) горят сильно коптящим пламенем

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

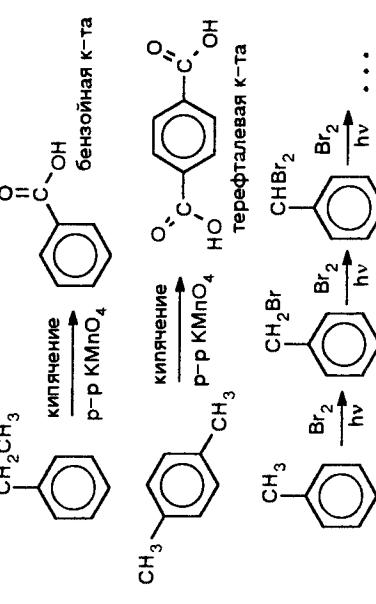


39

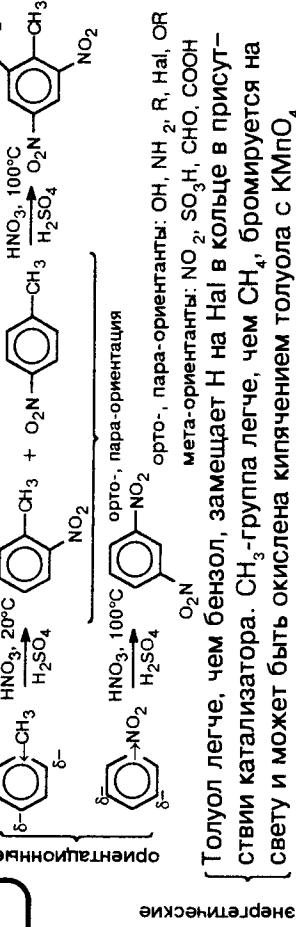
Изомерия: заместителей и их положения



Реакции заместителей, связанных с кольцом

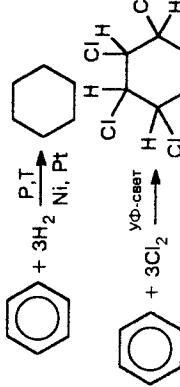


Влияние имеющихся в молекуле группировок



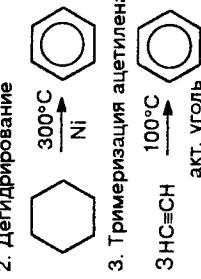
[Толуол легче, чем бензол, замещает Н на Нал в кольце в присутствии катализатора. CH_3 -группа легче, чем CH_4 , бромируется на свету и может быть окислена кипячением толуола с $KMnO_4$]

Реакции присоединения



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

Получение:
1. Содержится в некоторых нефтях
2. Дегидрирование



Спирты

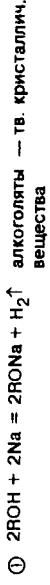
органические соединения, содержащие одну или несколько функциональных гидроксогрупп OH

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

Реакции с участием водородного атома группы OH

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

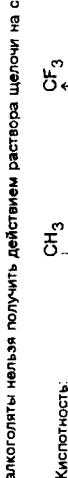


гидролиз



т.к. H₂O — более сильная кислота, чем спирт

алкоголяты нельзя получить действием раствора щелочи на спирт



кислотность увеличивается

с увеличением

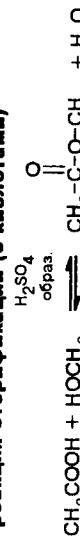
поларизации OH-групп

т.к. H₂O — более сильная кислота, чем спирт

алкоголяты нельзя получить действием раствора щелочи на спирт

алкоголяты

реакция этерификации (с кислотами)



гидролиз сложный эфир

NaOH

отличие от реакции нейтрализации

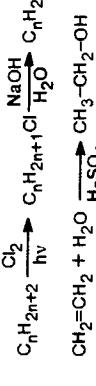
неорганические кислоты



кислый эфир серной кислоты



средний диалкилсульфат



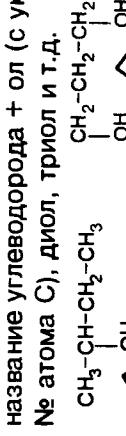
Получение:

тертичные — в основном непредельные углеводороды, т.к.

образование эфира затруднено стерическими причинами

Номенклатура

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

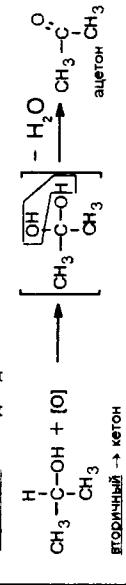
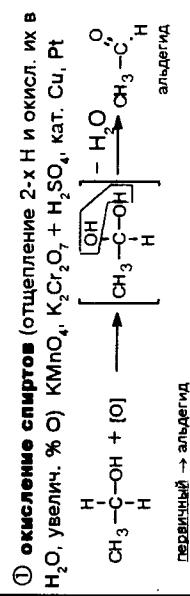


некоторые спирты имеют исторические названия: C₂H₅OH — винный, C₃H₅(OH)₃ — глицерин

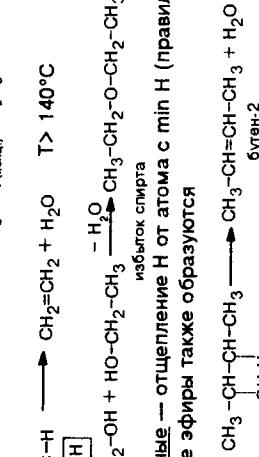
бутанол-2 (вторичный нормальный пропандиол-1,3 бутиловый спирт)

Реакции с участием OH-группы и H-атома

— соседнего или ближайшего
влияние -OH групп: повышение подвижности и
реакционной способности H

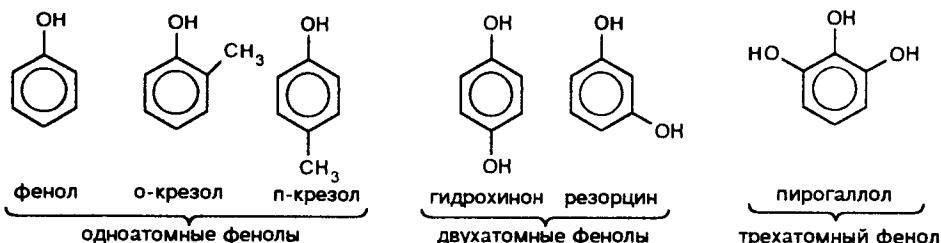


простые эфиры также образуются



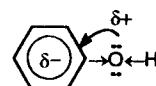
ФЕНОЛЫ

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



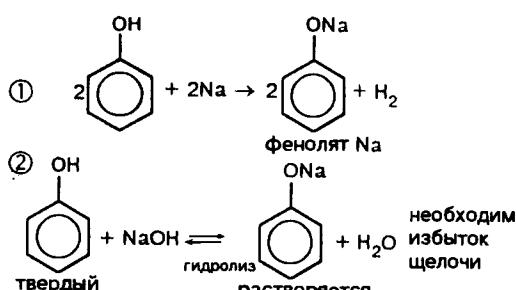
Физические свойства: простейший представитель — фенол. Бесцветное кристаллическое вещество ($T_{\text{пл.}} = 42^\circ\text{C}$) с характерным запахом (карболовая кислота). Темнеет, окисляясь на воздухе. При комнатной температуре — малорастворим в H_2O . При 60°C — растворим в любых соотношениях. Ядовит.

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

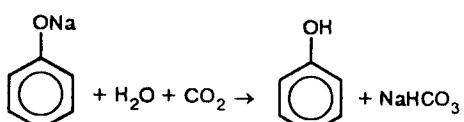


Реакции с участием OH-группы

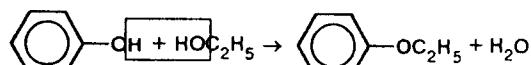
Возрастает полярность связи OH и подвижность атома H (т.е. кислотность)
 Фенол — более слабая кислота, чем H_2CO_3 или H_2S (не окрашивает лакмус в красный цвет), но более сильная, чем одноатомные спирты



Феноляты разлагаются слабыми кислотами:

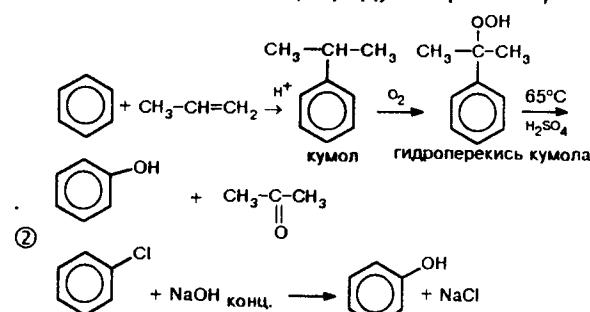


③ образуют простые и сложные эфиры



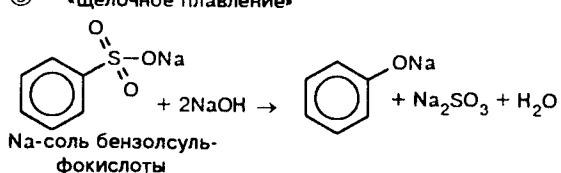
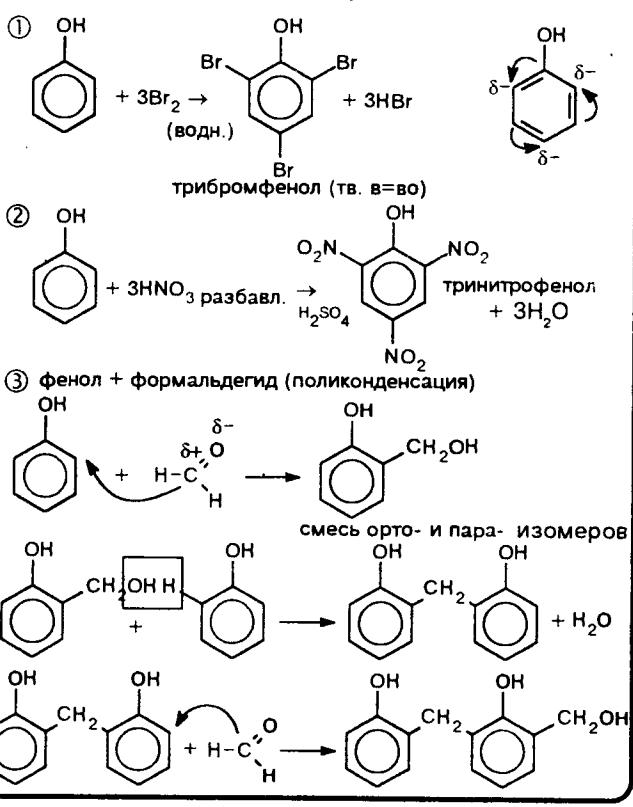
Получение:

① кумольный способ (наряду с ацетоном)



Реакции с участием бензольного кольца

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



АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

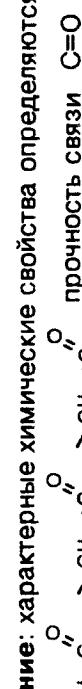


альдегид в переводе на русский — спирт, лишенный водорода
 $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH} - 2\text{H} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ альдегиды изомерные соединения, также возможна изомерия углеводородного радикала

органические соединения, имеющие в своем составе карбонильную функциональную группу $\text{C}=\text{O}$ (карбонил)

$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O} > \text{CH}_3\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{O} > \text{CH}_3\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O} > \dots$

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

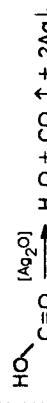


Окисление

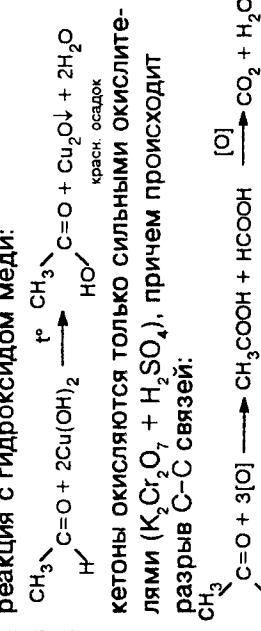
для альдегидов характерна реакция «серебряного зеркала»:

$$\text{R}-\overset{\text{C}=\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H} + 2\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH} \xrightarrow{\text{Ni, Pt}} \text{R}-\overset{\text{C}=\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H} + \text{NH}_4\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NH}_3 + 2\text{Ag}$$

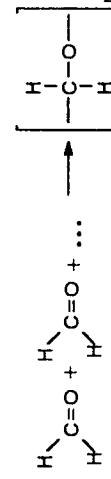
муравьиный альдегид окисляется до CO_2 :



реакция с гидроксидом меди:



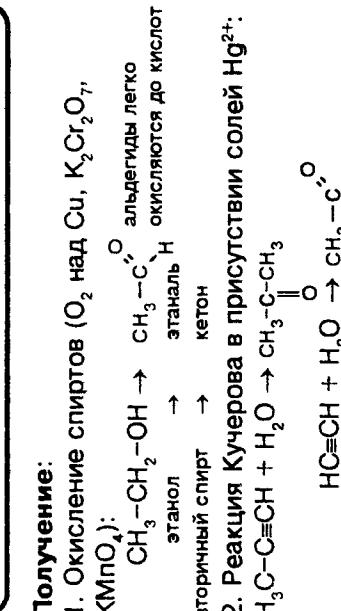
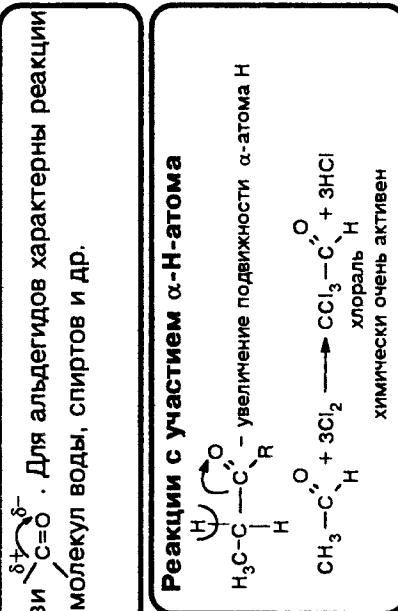
3. Полимеризация (только альдегиды):



4. Поликонденсация (с фенолом) — образуется фенолформальдегидная смола

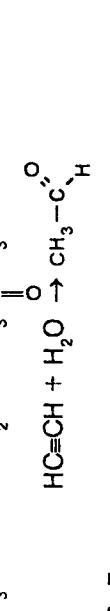


Номенклатура: исторически сложившиеся названия	
альдегиды	от соотв. кислот
кетоны	уксусный альдегид
метилэтилкетон	этаналь
	название радикалов
	углеводород + «ОН»
	бутион-2



Получение:

1. Окисление спиртов (O_2 над Cu , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4):

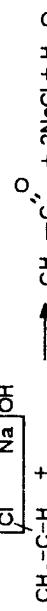
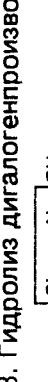


этаналь H окисляется до кетона

этанол \rightarrow

вторичный спирт \rightarrow

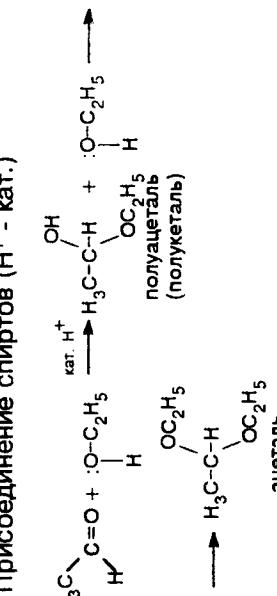
2. Реакция Куффера в присутствии солей Hg^{2+} :



3. Гидролиз дигалогенпроизводных:

первичные → альдегиды
вторичные → кетоны

2. Присоединение спиртов (H^+ - кат.)

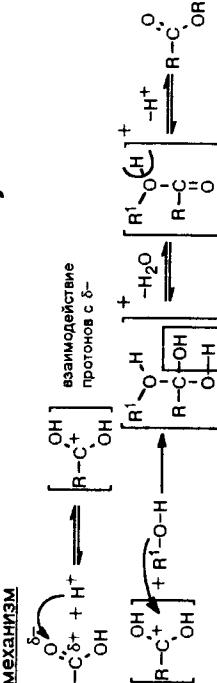
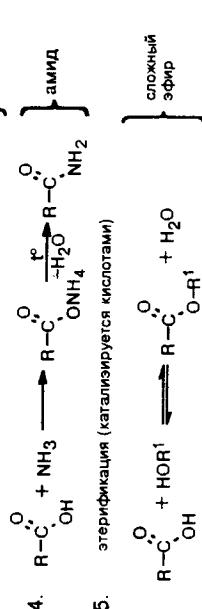
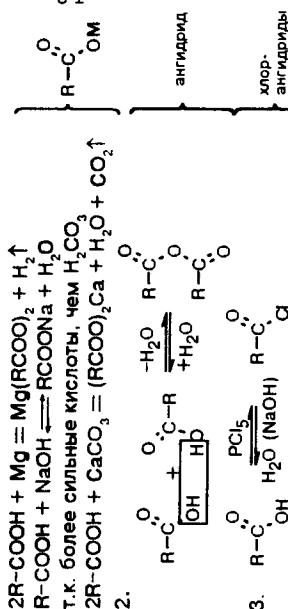


КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ органические соединения, содержащие одну или несколько карбоксильных групп: карбонил + гидроксил
предельные одноосновные кислоты
основнаяность = число карбоксильных групп $- \text{COOH}$

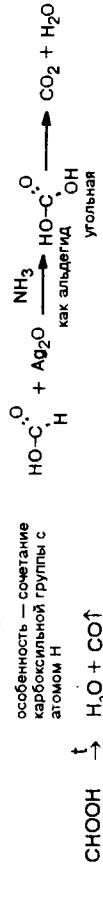
Превращения карбоксильной группы

1. как кислоты



ОТДЕЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ

① Муравьиная (метановая) кислота — бесцветная жидкость с острым запахом, хорошо растворима в H_2O , довольно сильная кислота, т.к. нет CH_3 → группа



② Уксусная (этановая) кислота — безводная — кристаллич. в = во (ледяная к-та), $t_m = 17^\circ\text{C}$, смешивается с водой в любых соотношениях.

Получение: 1. $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_3-\text{COOH}$

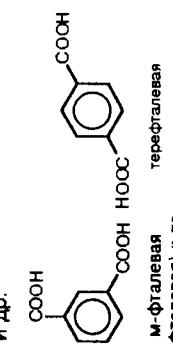
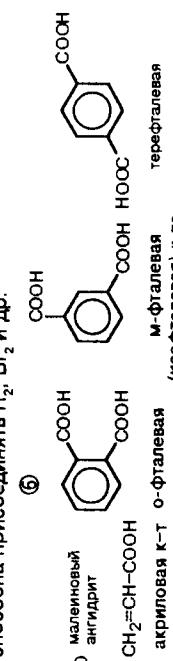
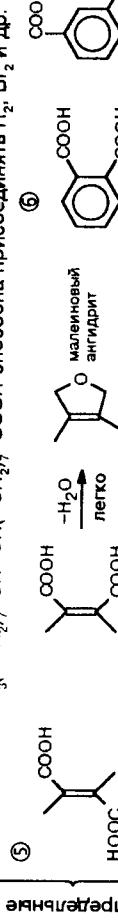
2. $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CH}_3-\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$

3. Уксуснокислое брожение (пищевой уксус)

③ Пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ — тв. в-ва, нерастворимые в H_2O . Смесь — стеарин. Входит в состав жиров.

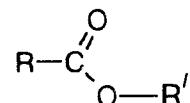
Получение:

- окисление спиртов, альдегидов
- окисление предельных углеводородов ($80-120^\circ\text{C}$, $\text{NaOH}, \text{MnCl}_2$ — катализатор, крекинг)



СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

функциональные производные карбоновых кислот — продукты замещения OH-групп кислоты на остаток спирта OR¹. Брутто-формула C_nH_{2n}O₂ такая же, как и у карбоновых кислот!

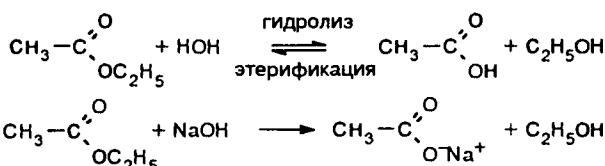


Физические свойства: летучие жидкости (отсутствие водородных связей), мало растворимы в воде, обладают приятным запахом

Номенклатура:

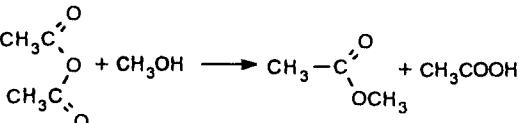
① кислота + спирт + эфир		уксуснометиловый эфир
② спирт + кислотный остаток		метилацетат

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 **глициеридами**.

Жиры: смесь этих эфиров

Животные жиры: твердые.

Образованы преимущественно предельными кислотами

C₁₅H₃₁COOH — пальмитиновой и

C₁₇H₃₅COOH — стеариновой

общая формула жиров

Растительные жиры или масла: жидкое, образованы

преимущественно непредельными кислотами:

C₁₇H₃₃COOH — олеиновой и

C₁₇H₃₁COOH — линолевой

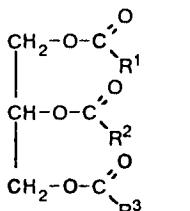
Если остаток глицерина связан с 3 остатками кислот, то образуется триацилглицерин — тристеарин.

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 поверхностноактивные вещества (ПАВ), образуя стойкие эмульсии (молоко).



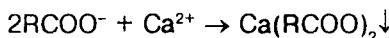
Мыла: соли высокомолекулярных карбоновых кислот (обычно стеариновой или пальмитиновой)

Na — твердые, например, C₁₇H₃₅COONa

K — жидкые, например, C₁₅H₃₁COOK.

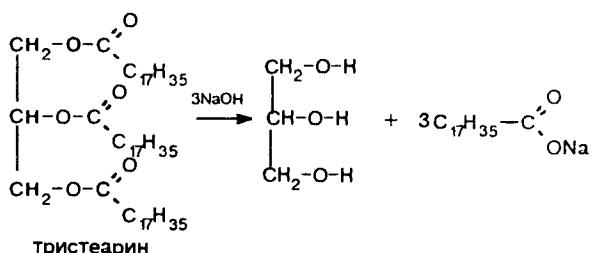
Моющие свойства связаны со строением молекул, с наличием неполярных и ионных групп.

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



Детергенты — синтетические моющие средства (CMC)

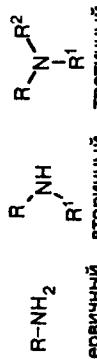
Химические свойства: 1) гидролиз жиров:



2) Гидрогенизация растительных жиров — их превращение в твердые (маргарин) за счет присоединения H₂ к двойным связям (Ni-катализатор, 160–200°C, 2–15 atm)

Амины

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



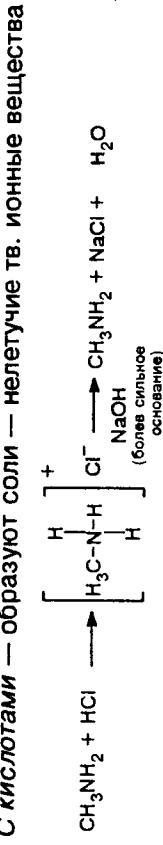
Физические свойства: метиламин, диметиламин, триметиламин — газы с резким запахом, остальные амины жирного ряда — жидкости, растворимые в H_2O

Химические свойства обусловлены наличием неподеленной электронной пары у атома азота:

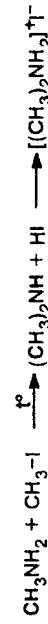


$\text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{NH}_2 < (\text{CH}_3)_2\text{NH} > (\text{CH}_3)_3\text{N}$

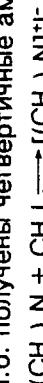
Химические свойства — напоминают свойства NH_3 . Амины реагируют:



2. С алкилгалогенидами



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



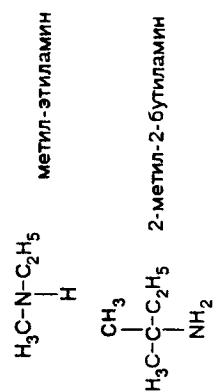
3. С органическими кислотами и антидидами



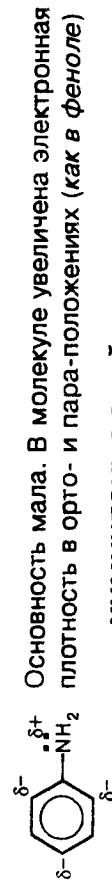
4. В водных растворах аминов щелочная среда:



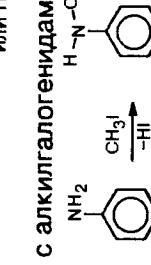
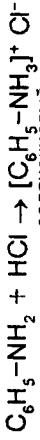
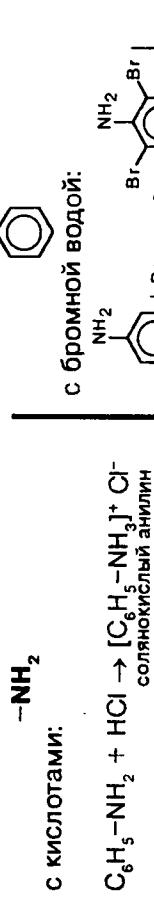
Номенклатура:



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



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



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



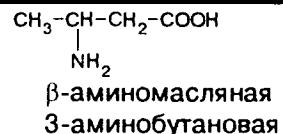
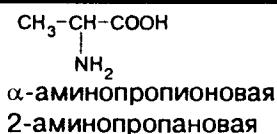
В настоящее время: каталитическое и электрохимическое восстановление нитробензола или его восстановление в кислой среде (Fe, Zn, Sn)

АМИНОКИСЛОТЫ

органические дифункциональные соединения, в состав которых входят две функциональные

группы — карбоксильная $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ и амино $-\text{NH}_2$

Номенклатура:
из названий кислот
+ «амино»



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

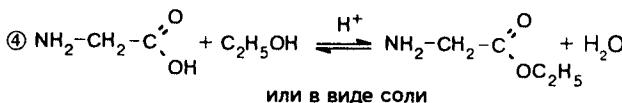
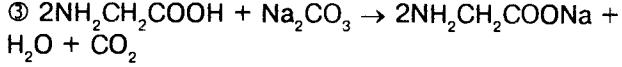
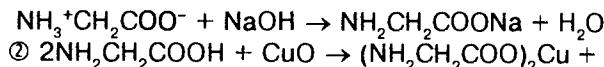
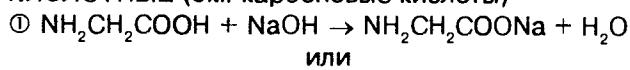
Строение: 2 функциональные группы, их взаимное влияние, новые специфические свойства

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

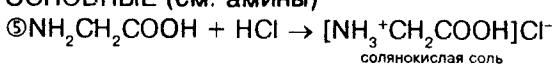
ионный тип связи

Реакции функциональных групп

КИСЛОТНЫЕ (см. карбоновые кислоты)

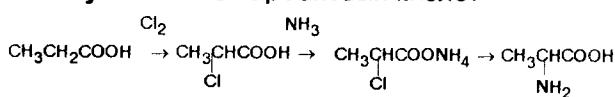


ОСНОВНЫЕ (см. амины)



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

Получение: из карбоновых кислот



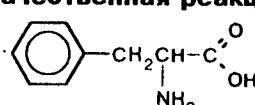
Белки: важнейшая составная часть живых организмов, входят в состав кожи, роговых покровов, мышечной и нервной ткани

Высокомолекулярные соединения, молекулярная масса — до нескольких миллионов

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

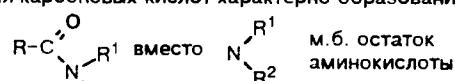
Почти исключительно — α -аминокислоты (≈ 20), связанные пептидными связями.

Качественная реакция: желтое окрашивание с HNO_3 ; нитрование

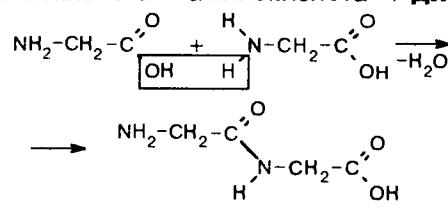


Реакции функциональных групп друг с другом

Для карбоновых кислот характерно образование амидов



аминокислота + аминокислота → **дипептид**

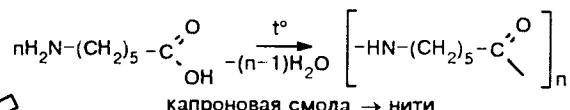


→ трипептид → полипептид

Реакция обратима — в присутствии кислот и оснований — гидролиз

$-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-$
пептидная связь

Капроновое волокно: ϵ -аминокапроновая кислота → поликонденсация



Белок — полипептид

① Последовательность аминокислот — **первичная структура**

② образование водородных связей между

$\text{C}=\text{O}$ и NH — спираль — **вторичная структура**

③ взаимодействие NH_2 , OH , COOH групп, не принимающих участия в образовании пептидной связи — **третичная структура**

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

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Катион	Воздействие или реагент	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, метиловый оранжевый	красное окрашивание красное окрашивание

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	1) добавить конц. H_2SO_4 и Cu , нагреть 2) смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозожелеза (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 бурового осадка MnO_2 Горят слегка желтоватым пламенем (частицы углерода)
Бензол	— Горение	Обычно определяют путем исключения Горит коптящим пламенем
Фенол	1) Бромная вода 2) р-р Na_2CO_3 3) $FeCl_3$	Обесцвечивание, выпадение белого осадка трибромфенола Выделение углекислого газа Фиолетовое окрашивание
Спирты	1) Na 2) Горение 3) Черная горячая прокаленная Си-проводка	Выделение водорода Горят светлым голубоватым пламенем Восстановление красной окраски у прокаленной горячей медной проводки
Многоатом- ные спирты	$Cu(OH)_2 + NaOH$	Синее окрашивание — образование глицератов и др.
Амины	1) Лакмус 2) $HHal$	В водном растворе — синее окрашивание Образуют соли с галогеноводородами — после выпаривания твердый осадок
Анилин	1) Бромная вода 2) $HHal$	Обесцвечивание бромной воды, выпадение осадка триброманилина После упаривания твердый осадок — соль гидрогалогенида анилина
Альдегиды	1) Ag_2O 2) $Cu(OH)_2$	Реакция серебряного зеркала Выпадение красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты	Лакмус	Красное окрашивание ! Муравьиная — реакция серебряного зеркала ! Олеиновая — обесцвечивание бронзовой 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

Обозна- чение	Наименование величины	Размер- ность
$m_B, m(CH_4), m_{CH_4}$	Масса вещества	кг, г и про- изводные
m_{Cl}	Абсолютная атомная масса атома Масса атома, выраженная в единицах массы	кг, г и про- изводные; а.е.м.
<p>Примечание: атомная единица массы (а.е.м.) — масса $\frac{1}{12}$ части атома нуклида углерода ^{12}C</p> <p style="text-align: center;">$1 \text{ а.е.м.} = 1.667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$</p>		
$A_r(^{35}Cl)$	Относительная атомная масса атома данного нуклида — масса атома, отнесенная к 1/12 массы атома углерода ^{12}C .	Величина безразмер- ная
$A_r(Cl)$	Относительная атомная масса элемента — средняя масса атома элемента при его природном изотопном составе, отнесенная к 1/12 массы атома ^{12}C .	Величина безразмер- ная
$M_r, M_r(CH_4)$	Относительная молекулярная масса — отношение средней массы молекулы вещества к 1/12 массы атома ^{12}C . Равна сумме относительных атомных масс атомов, составляющих молекулу.	Величина безразмер- ная
$n(O_2), n(CH_4)$	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
$M_{(CH_4)}, M_B$	Молярная масса — отношение массы вещества m_B к количеству вещества n_B $M_B = \frac{m_B}{n_B}$	кг/моль (г/моль) и производ- ные
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	$\text{м}^3/\text{моль}$ $\text{л}/\text{моль}$ и производ- ные ($\text{см}^3/\text{моль}$ и др.)

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

РЕШЕНИЕ 25 ТИПОВЫХ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

Общие рекомендации при решении химических задач

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

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

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

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:

$$\begin{aligned} w_{(\text{P})} &= \frac{2 \cdot \text{A}_r(\text{P})}{3 \cdot \text{Ar}(\text{Ca}) + 2(\text{A}_r(\text{P}) + 4\text{A}_r(\text{O}))} = \\ &= \frac{2 \cdot 31}{3 \cdot 40 + 2(31 + 4 \cdot 16)} = 0.2 \text{ или } 20\% \end{aligned}$$

Ответ: $w = 0.2$ или 20%

5. Определение молярной массы М

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 :

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

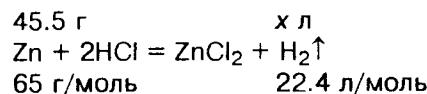
Ответ: 32.8 МДж

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 Z_p) и молярный объем (под фор-

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



Из пропорции:

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

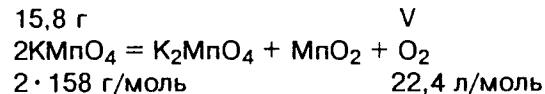
находим, что $x = 15.7$ л.

Ответ: 15.7 л.

10. Определение реального выхода продукта реакции

Условие: При прокаливании 15.8 г перманганата калия $KMnO_4$ получено 0,896 л (н.у.) кислорода. Каков выход кислорода в данном случае?

Решение: Записываем уравнение реакции



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

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

$$V = 1.12 \text{ л.}$$

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

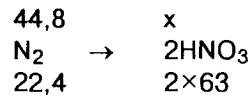
$$q = \frac{0.896}{1.12} = 0.8 \text{ или } 80\%$$

Ответ: 80%.

11. Определение выхода продукта по стехиометрическим соотношениям

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

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



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

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

Из нее находим, что

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

Ответ: 252 г.

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

Условие: Каково содержание (в процентах)

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

Решение: Запишем уравнение реакции:



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

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

Таким образом, содержание CaCO_3 в исходном образце составляет:

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

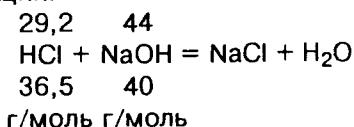
Примесей в исходном образце 100 – 87,5 = 12,5%

Ответ: 87,5%

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

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

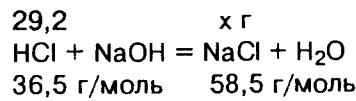
Решение: Записываем уравнение протекающей реакции:



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

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

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



Находим, что:

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

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

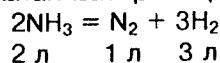
$$0,8 \cdot M_{\text{NaCl}} = 46,8 \text{ г}$$

Ответ: 46,8 г.

14. Определение состава газовой смеси (в объемных процентах)

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

Решение: При пропускании аммиака над нагретым катализатором протекает реакция:



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

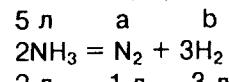
Разложение 2 л аммиака приводит к возрастанию объема на 2 л

Разложение x л аммиака приводит к возрастанию объема на 5 л

Из пропорции

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

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



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

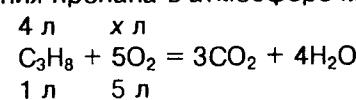
В смеси объемное содержание аммиака $15/25 = 0,6$ или 60%, объемное содержание азота $2,5/25 = 0,1$ или 10%, объемное содержание водорода $7,5/25 = 0,3$ или 30%.

Ответ: N_2 10%, H_2 30%, NH_3 60%.

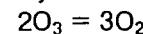
15. Определение объема газа, расходуемого на проведение реакции с другими газами

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

Решение: Составляем уравнение реакции горения пропана в атмосфере кислорода:



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



При этом из 0,1 л O_3 образуется 0,15 л O_2 . Таким образом, 1 л исходной смеси кислорода и озона эквивалентен $0,9 + 0,15 = 1,05$ л O_2 .

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

Ответ: 19,05 л.

16. Определение молекулярной формулы вещества по относительной плотности его паров

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

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

$$\frac{M_r}{M_r(\text{воздух})} = \frac{M_r}{29} = 2,69$$

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

На водород в углеводороде приходится $78 \cdot 0,0769 = 6$ а.е.м. Следовательно, в составе молекулы атомов водорода: $\frac{6}{1} = 6$. На углерод приходится $78 - 6 = 72$ а.е.м. Число атомов С в молекуле равно: $\frac{72}{12} = 6$. Таким образом, формула углеводорода C_6H_6 (бензол).

Ответ: C_6H_6 .

17. Определение состава газовой смеси

Условие: Относительная плотность 30 л смеси метана CH_4 и азота N_2 по гелию равна 5.

Сколько литров метана и азота взято для приготовления смеси?

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

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

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

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

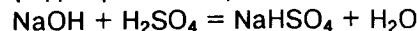
Решая уравнение относительно x , находим, что $x = 20$. Таким образом, для приготовления смеси было взято 20 л метана и $30 - 20 = 10$ л азота.

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?

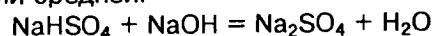
Решение: Примем, что смешивание проходило так, что раствор $NaOH$ медленно вливали в раствор серной кислоты. Первоначально в кислой среде протекала реакция:



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

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

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

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

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

Ответ: 107 г.

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

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

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

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

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

Ответ: 15,25 г.

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

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

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

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

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

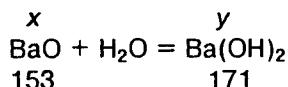
$$\frac{34,5}{115 + x} = 0,05$$

Отсюда $x = 575$ г.

Ответ: 575 г.

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

Решение: При внесении BaO в воду протекает реакция:



Обозначим массу BaO, который надо добавить, через x . Тогда массу образующегося в воде Ba(OH)_2 у можно выразить как

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

С учетом того, что из x г BaO образуется $1.12x$ г Ba(OH)_2 , можно записать уравнение:

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

Решение уравнения дает $x = 4,67$ г.

Ответ: 4,67 г.

23. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией

Условие: Сколько граммов сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо для приготовления 0,5 л раствора с молярной концентрацией 0,02 моль/л?

Решение: Приготовляемый 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 содержиться 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

$$\text{углерода } 8.8 \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CO}_2)} = 8.8 \frac{12}{44} = 2.4 \text{ г}$$

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 $m_O = 6.0 - 2.4 - 0.4 = 3.2$ г.

В молекуле вещества отношение чисел атомов С, Н и О равно:

$$n_C:n_H:n_O = \frac{2.4}{12} = \frac{0.4}{1} = \frac{3.2}{16} = 0.2 : 0.4 : 0.2 = 1 : 2 : 1$$

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 HCOOCCH_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. Бердоносов

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 VIIIb. 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 VIb. 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
СВОЙСТВЕННЫЕ 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»
тиографии им. Смирнова.
214000, г. Смоленск, проспект им. Ю. Гагарина, д. 2.
Тел.: 3-01-60, 3-46-20, 3-46-05.

Группы элементов											
Период	а I	а II	а III	а IV	а V	а VI	а VII	а VIII	а	VII	а
1	H								He	2	
2	Li 3 9,01218: 2+1 БЕРНІЙ	Be 4 18,9115: 2+2 БЕРНІЙ	B 5 11,0111: 2+2 УЛЬЕНОВ	C 6 14,0111: 2+2 УЛЬЕНОВ	N 7 15,9949: 2+2 КІСІОРОВ	O 8 16,9940: 2+2 КІСІОРОВ	F 9 17,9940: 2+2 МЕІН	Ne 10 18,9940: 2+2 АРІОН	He 1 4,00260: 1+1 ГЕЛІЙ	2	
3	Na 11 22,0397: 3+1 МАГНЕЙ	Mg 12 24,3105: 3+2 МАГНЕЙ	Al 13 25,9815: 3+3 АЛЮМІНИЙ	Si 14 20,0853: 3+3 АЛЮМІНИЙ	P 15 30,7705: 3+3 КЕРМІНІЙ	S 16 32,0865: 3+3 КЕРМІНІЙ	Cl 17 35,4751: 3+3 КІЛІП	Ar 18 39,9461: 3+3 АРІОН	Ne 10 20,3751: 2+2 МЕІН	He 1 4,00260: 1+1 ГЕЛІЙ	
4	K 19 39,9633: 4+1 КАЛІЙ	Ca 20 40,9874: 4+2 КАЛІЙ	Sc 21 42,9963: 4+2 СКАДАНІЙ	Ti 22 43,9959: 4+2 СКАДАНІЙ	V 23 47,9951: 4+2 ІТІАН	Cr 24 51,9961: 4+2 ІТІАН	Mn 25 54,9961: 4+2 ІТІАН	Mn 26 55,9471: 4+2 ІТІАН	Fe 27 56,9471: 4+2 ІТІАН	Co 28 58,9332: 4+2 ІТІАН	Ni 28 58,9332: 4+2 ІТІАН
5	Rb 37 85,4074: 5+1 ПРІОНІЙ	Sr 38 87,8421: 5+2 СТРОНІЙ	Y 39 89,9051: 5+2 ЦІПРІЙ	Zr 40 91,9214: 5+2 ЦІПРІЙ	Nb 41 92,9084: 5+2 ІНДІЙ	Mo 42 93,9104: 5+2 ІНДІЙ	Tc 43 97,9172: 5+2 ІНДІЙ	Ru 44 101,9104: 5+2 ІНДІЙ	Rh 45 101,9055: 5+2 ІНДІЙ	Pd 46 102,9055: 5+2 ІНДІЙ	Pd 46 106,921: 5+2 ІНДІЙ
6	Ag 47 102,6623: 6+1 СЕРЕБРО	Cd 48 102,6731: 6+2 БАРІЙ	In 49 102,6831: 6+2 БАРІЙ	Sn 50 102,6931: 6+2 БАРІЙ	Sb 51 102,7031: 6+2 БАРІЙ	Te 52 102,8405: 6+2 БАРІЙ	I 53 102,9451: 6+2 БАРІЙ	Xe 54 103,9451: 6+2 БАРІЙ			
7	Cs 55 132,0541: 6+1 НЕІОНІЙ	Ba 56 132,0541: 6+2 БАРІЙ	La 57 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Hf 57 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Ta 53 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Po 54 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Re 55 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Os 56 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Ir 57 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Pt 58 132,0551: 6+2 БАРІЙ	Pt 58 132,0551: 6+2 БАРІЙ
8	Au 79 191,9885: 6+2 ЗОЛОТО	Hg 80 192,983: 6+2 ЗОЛОТО	Tl 81 192,983: 6+2 ЗОЛОТО	Pb 82 192,983: 6+2 ЗОЛОТО	Bi 83 192,983: 6+2 ЗОЛОТО	At 84 192,983: 6+2 ЗОЛОТО	Rn 86 192,983: 6+2 ЗОЛОТО				
9	Fr 87 223,0187: 7+1 ФРАКІЙ	Ra 88 224,0234: 7+1 РАДІЙ	Ac 89 225,0276: 7+2 АКІТІЙ	Db 90 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	JJ 91 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Rf 92 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Bh 93 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Hn 94 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Mt 95 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Ir 96 226,0321: 7+2 АКІТІЙ	Fr 97 226,0321: 7+2 АКІТІЙ
10	Ce 58 14,0321: 4+1 СЕРІЙ	Pr 59 14,0377: 4+1 СЕРІЙ	Nd 60 14,243: 4+1 СЕРІЙ	Pm 61 14,413: 4+1 СЕРІЙ	Eu 62 14,613: 4+1 СЕРІЙ	Tb 63 15,185: 4+1 СЕРІЙ	Dy 64 15,185: 4+1 СЕРІЙ	Ho 65 15,185: 4+1 СЕРІЙ	Er 66 15,185: 4+1 СЕРІЙ	Yb 67 15,185: 4+1 СЕРІЙ	Lu 71 15,185: 4+1 СЕРІЙ
11	Th 90 232,0311: 6+2 ІОУРІЙ	Pa 91 232,0359: 6+2 ІОУРІЙ	U 92 233,0219: 6+2 ІОУРІЙ	Nd 93 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Pm 94 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Am 95 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Cm 96 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Cf 97 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Esr 98 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Md 101 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ	Lr 103 234,0143: 6+2 ІОУРІЙ

* ПАМЯТНА МОДАЛЬ

* ПАМЯТНА МОДАЛЬ

Распределение
электронов
по застриженческим
и ближайшим
подобластям

Атомный номер
Уран
92
138,9389:
2+2
УРАН

МИРОС

РОСТ

ВСЯ ХИМИЯ

в 50

ТАБЛИЦАХ



ISBN 5-7804-0063-6



9 785780 400639