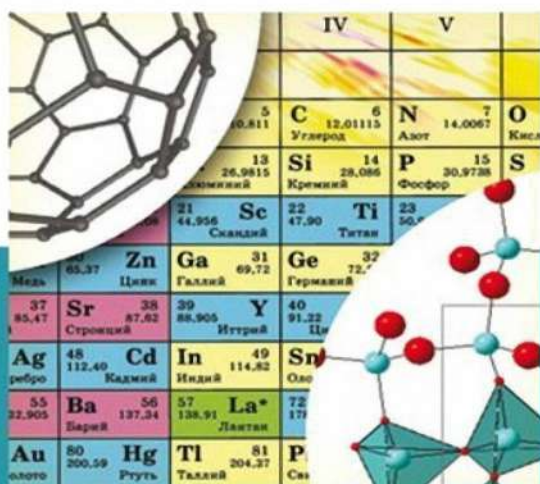


СРЕДНЕЕ
ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАНИЕ

ХИМИЯ В ДОСТУПНОМ ИЗЛОЖЕНИИ



IV V

5 10.811 C Углерод	6 12.01115 N Азот	7 14.0067 O Кисл.
13 26.9815 Si Кремний	14 28.086 P Фосфор	15 30.9738 S Сера
21 44.956 Sc Скандий	22 47.90 Ti Титан	23 50.9 V Ванадий
37 65.37 Zn Цинк	38 69.72 Ga Галлий	39 72.6 Ge Германий
37 85.47 Sr Стронций	38 87.62 Y Иттрий	40 91.22 Zr Цирконий
48 112.40 Ag Серебро	48 114.82 Cd Кадмий	49 114.82 In Индий
55 137.34 Ba Барий	56 138.91 La* Лантан	72 173 Hf Гафний
80 200.59 Au Золото	81 204.37 Hg Ртуть	81 204.37 Tl Таллий

Н. Ю. Черникова



E.LANBOOK.COM

Н. Ю. ЧЕРНИКОВА

ХИМИЯ В ДОСТУПНОМ ИЗЛОЖЕНИИ

Учебное пособие

Издание второе, стереотипное



ЛАНЬ

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
МОСКВА
КРАСНОДАР
2022

УДК 54
ББК 24я723

Ч 49 **Черникова Н. Ю.** Химия в доступном изложении : учебное пособие для СПО / Н. Ю. Черникова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 316 с. : ил. — Текст : непосредственный.

ISBN 978-5-8114-9500-9

Книга содержит базовый объём знаний, необходимый как для современного человека изучающего химию, так и для исследователя в области естественных наук. С максимальной наглядностью и простотой в книге конспективно изложены современные основные сведения по всем разделам химии — общей, неорганической и органической. Материал представлен в виде таблиц, схем, формул, химических уравнений и рисунков. Книга содержит краткие сведения о достижениях в области химии последних лет. Исторические вставки облегчают восприятие строгих и «сухих» химических фактов.

Представленные в книге характеристики химических элементов, сведения о химических свойствах элементов и классов неорганических и органических соединений и другие таблицы могут быть использованы в качестве справочного материала.

Книга адресована студентам образовательных учреждений среднего профессионального образования, обучающимся по специальностям СПО: «Науки о земле», «Химические технологии», «Промышленная экология и биотехнологии», «Технологии материалов», «Клиническая медицина», «Фармация» и другим естественнонаучным и техническим направлениям подготовки, где предусмотрено изучение химических дисциплин. Пособие может быть полезно преподавателям и учителям, а также школьникам старших классов для текущего самоконтроля и при подготовке к экзаменам по химии.

УДК 54
ББК 24я723

Рецензенты:

В. К. БЕЛЬСКИЙ — доктор химических наук, профессор, академик РАЕН;
Б. М. БУЛЫЧЕВ — доктор химических наук, профессор кафедры химической технологии и новых материалов химического факультета МГУ.

Обложка

Ю. В. ГРИГОРЬЕВА

© Издательство «Лань», 2022
© Н. Ю. Черникова, 2022
© Издательство «Лань»,
художественное оформление, 2022

Химики, по-моему, страдают особой формой шизофрении. В самом деле, их мышление – это причудливая смесь самых абстрактных и совсем наглядных представлений. Они знают о тонких квантово-механических закономерностях, определяющих свойства молекул, которые, в свою очередь, ответственны за всё многообразие окружающего нас мира. Эта взаимосвязь микро- и макромира остаётся скрытой от учёных других специальностей. Кроме того, никто не сделал так много для улучшения условий жизни людей, как химики, но их заслуги в должной мере не оценены.

Гарольд Крото (Нобелевская премия по химии, 1996 г.)

ПРЕДИСЛОВИЕ

В книге «Химия в доступном изложении» в конспективной форме систематизированы основные положения и законы общей химии, неорганическая химия и органическая химия. Помимо традиционной химии содержатся сведения из истории химии и некоторые достижения современной химии.

В сжатом и максимально формализованном виде сделана попытка представить современные основные сведения по химии в виде таблиц, схем, формул, химических уравнений, рисунков.

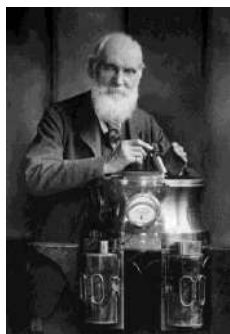
Быстро и чётко найти нужные сведения наряду с оглавлением помогут именной и предметный указатели. Таблицы, рисунки и схемы позволяют при использовании минимального лингвистического материала получить значительный объём фактического материала. Такая конспективная форма изложения весьма наглядна и удобна для усвоения химии.

Книга может быть использована в качестве справочного пособия, для текущего самоконтроля и при подготовке к экзаменам по химии учащимися колледжей, абитуриентами, поступающими в вузы, школьниками старших классов, российскими и иностранными студентами подготовительных отделений вузов, студентами младших курсов, учителями, научными работниками разных специальностей.

Автор будет признателен читателям за любые предложения и замечания, которые могут послужить совершенствованию предлагаемого издания.

Фундаментальные постоянные

Атомная единица массы	$A = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг}; A = 1/N_A$
Масса покоя электрона	$m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$
Масса покоя нейтрона	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Масса покоя протона	$m_{p+} = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Отношение массы протона к массе электрона	$m_{p+}/m_e = 1836,152$
Заряд электрона и протона	$e = \mp 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Молярный объём идеального газа при н.у.	$V_m = 22,4139 \text{ л/моль}$
Универсальная газовая постоянная	$R = 8,3145 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ ($\text{кПа} \cdot \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$)
Постоянная (число) Авогадро	$N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Больцмана	$k = R/N_A = 1,3806 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1}$
Постоянная Планка	$h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Постоянная (число) Фарадея	$F = 96485,33 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Скорость света в вакууме	$c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$
Нормальное атмосферное давление	$p_0 = 101325 \text{ Па (101,325 кПа)}$ (760 мм рт. ст.)
Температура абсолютного нуля	$t = -273,15^\circ\text{C}, T = 0 \text{ К}$
Нормальные условия (н.у.)	$T = 273,15 \text{ К}, P = 101325 \text{ Па}$
Стандартные условия	$T = 273,15 \text{ К}, P = 10^5 \text{ Па}$ (до 1982 г. $T=298,15\text{К}, P = 101325 \text{ Па}$)



Уильям Томсон
Кельвин
(1824-1907)



Людвиг Больцман
(1844-1906)



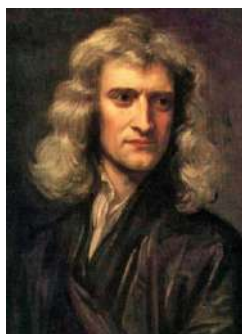
Людвиг Макс Карл
Эрнст Планк
(1858-1947)



Майкл Фарадей
(1791-1867)

Физические величины, их единицы и обозначения

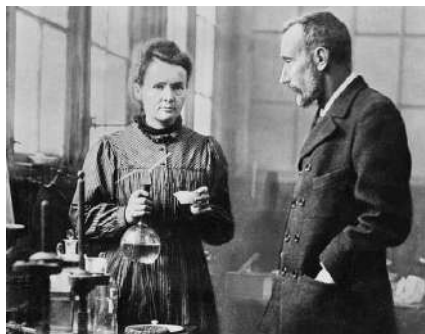
физическая величина	свойство
Система единиц физических веществ	Совокупность единиц взаимосвязанных физических величин (одни величины являются независимыми, а другие – их функциями)
Обозначение физических величин	Одна буква греческого или латинского алфавита, дополняемая надстрочным или подстрочным индексом (V_m – молярный объём)
Обозначение единиц от имен собственных	Начинаются с прописной буквы (К – кельвин, Ки – кюри, Н – ньютон, Па – паскаль)
Обозначение единиц как произведение двух других единиц	Обозначается знаком умножения (Дж·с – джоуль-секунда)
Обозначение единиц как частное от деления двух других единиц	Обозначаются знаком деления (моль/л – моль на литр, г/мл – грамм на миллилитр)
Знак заряда	Арабская цифра и <i>после</i> цифры знак «+» или «-» справа наверху у символа элемента или иона, например, Ca^{2+} , CO_3^{2-} , Cl^-
Степень окисления (с.о.)	Знак «+» или «-» справа наверху у символа элемента или иона <i>до</i> арабской цифры, например, S^{+6} , C^{+4}
Приставки	Пишут слитно с (наименованием или названием) основной единицей (<i>миллилитр</i> – мл, <i>микрограмм</i> – мг, <i>нанометр</i> – нм, <i>пикометр</i> – пм)
Возбуждённое электронное состояние	Индекс * справа наверху у символа элемента – C^* , B^*



Исаак Ньютон
(1643-1727)



Блез Паскаль
(1623-1662)



Мария (1867-1934)
и Пьер Кюри (1856-1906)

Основные единицы, используемые в химии

	Название	Символ	Обозначение
Количество вещества	моль	n, ν	моль
Единицы длины	метр	l, d, r	м
	сантиметр		см 1 см = 0,1 м
	миллиметр		мм 1 мм = 10 ⁻³ м
	нанометр		нм 1 нм = 10 ⁻⁹ м
	пикометр		пм 1 пм = 10 ⁻¹² м
	ангстрем		Å 1 Å = 10 ⁻¹⁰ м
Масса	килограмм	m	кг
Время	секунда	t	с
Термодинамическая температура	кельвин	T	К

Количество вещества

Формульные (структурные или условные) единицы	Формульные (структурные) единицы – это реально существующая или условная частица (атом, молекула, ион, группа атомов), из которых состоит вещество
Количество вещества	Количество вещества n – физическая величина, пропорциональная числу формульных единиц вещества: n = N/N _A
Единица количества вещества	Моль – это количество вещества, которое содержит число Авогадро (N _A = 6,02·10 ²³) формульных единиц. Моль – это количество вещества, которое содержит столько же формульных единиц N, сколько атомов содержится в 12 г углерода изотопа ¹² C

6,02·10²³ рисовых зёрен покроеет Землю слоем в 75 м

Объём и плотность вещества

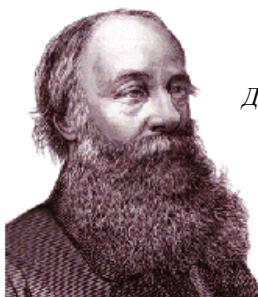
Объём	Объём обозначают буквой V . Единицы измерения: м ³ , л, мл, 1 м ³ = 1000 л, 1 л = 1000 мл
Плотность	Плотность вещества (ρ) – величина, равная отношению массы вещества m к его объёму V: ρ = m / V Единицы измерения плотности твёрдых и жидких веществ – г/мл, газов – г/л, г/м ³
Относительная плотность	Относительная плотность (D) – безразмерная величина – отношение плотности данного вещества к плотности вещества, взятого за эталон: D = ρ/ρ ₀
Плотность воды Плотность воздуха	При 4°C и 101,3 кПа равна 1,0000 г/мл. При н.у. равна 1,2928 кг/м ³ (сухой атмосферный воздух)

Масса

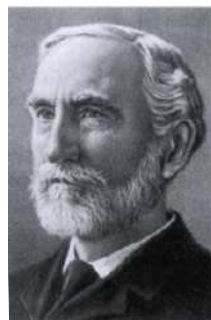
Относительная атомная масса элемента	Относительная атомная масса элемента, A_r , – это безразмерная величина, равная средней массе атомов элемента при его природном изотопном составе, отнесённая к $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода ^{12}C , например, $A_r(\text{Na}) = 22,99$ (показывает, во сколько раз масса данного атома больше, чем масса атома углерода изотопа ^{12}C)
Относительная молекулярная масса	Относительная молекулярная масса M_r – масса формульного состава соединения, содержащего атомы элементов в их природном составе, относящаяся к $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода ^{12}C : $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98; \quad 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O})$
Молярная масса вещества	Молярная масса вещества M – масса одного его моля. Единица измерения – г/моль. Термин относится к массе моля любой формульной единицы (атома, иона, молекулы). (Например, $M(\text{N}) = 14$ г/моль, $M(\text{Na}^+) = 23$ г/моль, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль)
Эквивалент	Эквивалент (Э) – условная частица, в N раз меньшая, чем одноименная ей формульная единица (1K^+ , $\frac{1}{2}\text{Ba}^{2+}$, $\frac{1}{3}\text{Al}^{3+}$, $\frac{1}{6}\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) (см. с.13). Эквивалент вещества (Э) – некая условная частица, которая в кислотно-основных реакциях дает (эквивалентна) один ион H^+ или соединяется с одним ионом H^+ , а в окислительно-восстановительных реакциях – с одним электроном
Молярная масса эквивалента вещества	Молярная масса эквивалента вещества $M_{\text{экв.}}$: $M_{\text{экв.}} = f_{\text{экв}} \times M; \quad f_{\text{экв.}} = \frac{1}{N}$ Единица измерения – г/моль
Массовое число	Массовое число A – целое число, равное общему числу нуклонов (протонов и нейтронов) в ядре: $A = \Sigma p^+ + \Sigma n^0$

Давление

Давление	Единица измерения давления – Паскаль (Па). 1 Па равен давлению, вызываемому силой в 1 Н (ньютон), равномерно распределённой по нормальной к ней поверхности площадью 1 м ²
----------	---



Джеймс Прескотт Джоуль
(1818-1889)



Джозайя Уиллард Гиббс
(1839-1903)

Энергетические величины

Энергия	<p>Внутренняя энергия – символ U</p> <p>Полная энергия – символ E</p> <p>Потенциальная энергия – символ E_p</p> <p>Кинетическая энергия – символ E_k</p> <p>Энергия Гиббса – символ G</p> <p>Энергия ионизации атомов – символ E_I</p> <p>Энергия сродства к электрону – символ E_e</p> <p>Единица измерения – джоуль (Дж), килоджоуль (кДж)</p>
Энтальпия	Символ – H
Теплота	<p>Теплота при постоянном давлении – Q_p</p> <p>Теплота при постоянном объеме – Q_v</p>
Термодинамическая система знаков	Изменение энтальпии в экзотермических реакциях отрицательно (система выделяет часть своей энергии в окружающую среду). Изменение энтальпии в эндотермических реакциях положительно (система приобретает энергию от окружающей среды)
Теплота образования соединения	$\Delta H_{\text{обр}, 298}$ (298 – стандартная температура), $\Delta H_{\text{обр}}$, ΔH_f , ΔH . Количество выделяемой или поглощаемой теплоты при образовании одного моля соединения из простых веществ (кДж/моль)
Теплота разложения соединения	Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при разложении одного моля соединения на простые вещества (кДж/моль)
Тепловой эффект химической реакции	Выделение (экзотермические реакции) или поглощение (эндотермические реакции) тепловой энергии при протекании химических реакций (кДж)
<u>Два способа</u> записи теплоты химической реакции (правила знаков)	Термохимическое правило знаков: выделяемая теплота записывается со знаком «+», поглощаемая – со знаком «-»
	Термодинамическое правило знаков: выделяемая теплота записывается со знаком «-», поглощаемая – со знаком «+»

Основные законы и понятия

Международный конгресс химиков в Карлсруэ, 1860

Атомно-молекулярное учение

- ♦ Все вещества состоят из атомов. Атомы – мельчайшие частицы вещества, которые химическим путем невозможно разделить на составные части, превратить друг в друга или уничтожить
- ♦ Атомы разных элементов различаются по массе
- ♦ Совокупность одинаковых атомов образует простое вещество, соответствующее определённому химическому элементу
- ♦ Атомы разных элементов взаимодействуют друг с другом в целочисленных отношениях. В результате получаются сложные образования, в том числе молекулы

Современные определения:

Атом – наименьшая электронейтральная частица вещества

Молекула – электронейтральная стабильная совокупность атомов, которые удерживаются вместе ковалентными связями. Это наименьшая частица вещества, которая обладает его свойствами

Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра

Закон сохранения массы веществ.

М. В. Ломоносов (1748), А. Л. Лавуазье (1777)

Масса исходных веществ равна массе продуктов реакции

(не выполняется в
ядерных реакциях)

основания



Михаил Васильевич Ломоносов (1711-1765).
Русский ученый, естествоиспытатель,
поэт, художник, историк, поборник
отечественного просвещения, развития
русской науки и экономики



Антуан Лоран Лавуазье (1743-1794).
Французский химик. Выяснил роль
кислорода в процессах горения, обжига
металлов и дыхания. Один из основателей
термохимии. Руководил разработкой
рациональной номенклатуры в химии

Закон сохранения энергии (1905)

Сумма массы вещества системы и массы, которая эквивалентна энергии, полученной или отданной этой же системой, постоянна

$$E = mc^2$$

E – энергия, Дж
 m – масса, кг
 $c = 3 \cdot 10^8$ м/с – скорость света в вакууме



А. Эйнштейн
(1879-1955)

Закон постоянства состава веществ (1801)

Каждое чистое соединение независимо от способа его получения всегда имеет один и тот же состав

ограничения



Ж. Л. Пруст
(1754-1826)

Дальтониды – соединения, имеющие постоянный состав независимо от способа получения.

Бертоллиды – соединения переменного состава (который зависит от способа получения)

Закон кратных отношений (1803)

Если два элемента могут образовывать между собой несколько соединений, то массовые доли любого из элементов в этих соединениях относятся друг к другу как небольшие целые числа

ограничения



Дж. Дальтон
(1766-1844)

Закон объёмных отношений, (1808)

Объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объёмам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа



Ж. Л. Гей-Люссак
(1778-1850)

Закон Авогадро (1811)



А. Авогадро
(1776-1856)

В равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул

следствия

При одинаковых условиях равные количества различных газов занимают равные объёмы

При нормальных условиях
($T = 273,15 \text{ K}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$)
1 моль любого газа занимает объём 22,4 л

«Газовые» законы и формулы для решения задач

Закон Бойля (1662) – Мариотта (1676)

При постоянной температуре объём газа обратно пропорционален его давлению
 $P \times V = \text{const}$

P – давление,
 V – объём
 T – температура (К)



Роберт Бойль
(1627-1691)



Эдм Мариотт
(1620-1684)

Закон Гей-Люссака (1802)

При постоянном давлении объём газа пропорционален его абсолютной температуре:
 $V/T = \text{const}$

Закон Шарля (1787)

При постоянном объёме давление газа пропорционально его абсолютной температуре:
 $P/T = \text{const}$



Жак Александр Сезар Шарль
(1745-1823)

Объединённый газовый закон и уравнение Менделеева – Клапейрона

Объединённый закон
 $PV/T = \text{const}$

$$\frac{P \times V}{T} = \frac{P_0 \times V_0}{T_0}$$

P_0, V_0, T_0 – давление, объём и температура при нормальных условиях

Нормальные условия:

$$P_0 = 101,325 \text{ кПа}$$

$$T_0 = 273 \text{ К}$$

Уравнение Менделеева – Клапейрона

$$P \times V = nRT \quad \text{или} \quad P \times V = \frac{m}{M} \times RT$$

P – давление газа, Па } либо кПа
 V – объём, м^3 } л
 n – количество газа, моль
 m – масса, г
 M – молярная масса, г/моль
 R – универсальная газовая постоянная
 $(R = 8,31 \text{ Дж/моль} \times \text{К})$



Клапейрон Бенуа Поль Эмиль
(1799-1864)

При практическом использовании законов для газов

Некоторые единицы:

1 атм = $1,01 \times 10^5$ Па; 1 мм рт. ст. = 133 Па; $T_0 = 273 \text{ К} = 0^\circ\text{C}$; $1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л} = 10^6 \text{ мл}$

Для газа 1 и газа 2:

$$n_1 : n_2 = V_1 : V_2$$

Плотность газа 1 по газу 2 –
 D – относительная плотность
 (с одинаковыми объёмами
 и при одинаковых условиях)

$$D = M_1 / M_2$$

M – молярные массы газа 1 и газа 2

$$m_1 : m_2 = M_1 : M_2,$$

когда $V_1 = V_2$,

m – массы газов

M – молярные массы газов

Молярная масса газа по воздуху

$$M = 29 \times D_{\text{возд.}}$$

$D_{\text{возд}}$ – плотность газа по воздуху

Закон эквивалентных масс

Все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях

Число моль эквивалентов для всех веществ, участвующих в реакции, одинаково

Массы (объёмы) реагирующих веществ пропорциональны их молярным массам (объёмам) эквивалентов

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{M_{\text{экв } A}}{M_{\text{экв } B}}$$



Иеримия Вениамин Рихтер (1762—1807), один из основателей учения о стехиометрии

Эквивалент элемента – такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях

Эквивалент вещества – некая условная частица, которая в данной реакции будет соединяться или будет эквивалентна в кислотно-основных реакциях одному иону водорода (H^+), а в окислительно-восстановительных реакциях – одному электрону

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}$:

$$f_{\text{экв}}(\text{основания}) = 1/N(\text{OH}^-)$$

$$f_{\text{экв}}(\text{кислоты}) = 1/N(\text{H}^+)$$

$$f_{\text{экв}}(\text{соли}) = 1/N \times Z$$

N – число ионов OH^- в молекуле основания, которое замещается на кислотные остатки,
 N – число ионов H^+ в молекуле кислоты, которое замещается на металл,
 N – число ионов металла в молекуле соли,
 Z – степень окисления металла

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{экв}}$) (эквивалентная масса) – это масса 1 эквивалента вещества X :

$$M_{\text{экв}} = f_{\text{экв}} \times M,$$

$f_{\text{экв}}$ – фактор эквивалентности,
 M – молярная масса вещества X

Эквивалентный объём водорода – 11,2 л
Эквивалентный объём кислорода – 5,6 л

Эквивалентный (молярный объём эквивалента) – это объём, который занимает 1 эквивалент газа при данных условиях

СТРУКТУРА АТОМА

Атом состоит из **ядра** и **электронов**.

Ядро

состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0)
(общее название – **нуклоны**) и субъядерных частиц

Протоны, нейтроны и электроны – это элементарные частицы

Масса протона – $1,6726 \cdot 10^{-27}$ кг.

Масса нейтрона равна 1,00813 массы протона.

Заряд протона положительный, равен заряду электрона, $Z_p = Z_e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл
нейтрон не имеет заряда.

Массовое число (A) – количество нуклонов в ядре,

Например, ${}^{24}_{11}\text{Na}$: $A = 24$, $\sum p^+ = 11$, $\sum n^0 = 13$

$$A = \sum p^+ + \sum n^0$$

Число протонов в ядре равно:

- заряду ядра (Z)
- числу электронов в атоме
- порядковому номеру элемента

Пример: кремний, Si: $\sum p^+ = 14$
заряд ядра Z
число электронов
порядковый номер } = 14

Изотопы – разновидности атомов одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (Z), но разные массовые числа (A)

Пример: Изотоп

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{D}$	${}^3_1\text{T}$
протий	дейтерий	тритий
$A = 1$	$A = 2$	$A = 3$
$Z = +1$	$Z = +1$	$Z = +1$

за исключением водорода, изотопы не имеют названий

Количество изотопов превышает
3400

${}^{233}_{92}\text{U}$	${}^{235}_{92}\text{U}$	${}^{238}_{92}\text{U}$
$A = 233$	$A = 235$	$A = 238$
$Z = +92$	$Z = +92$	$Z = +92$

Относительная атомная масса A_r элемента

равна среднему значению из масс всех его природных изотопов с учётом их распространённости

Масса

Пример:

природный хлор состоит из:

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ – 75,4% и ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ – 24,6%

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 75,4 + 37 \cdot 24,6}{100} = 35,453$$

Электроны

Заряд $Z_e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл
Масса покоя $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг

Электрон (\bar{e}) – элементарная частица со свойствами волны. Уравнение Луи де Бройля, 1924:

$$\lambda = \frac{h}{mV},$$

λ – длина волны частицы, m – масса, V – скорость, h – постоянная Планка

Электронное строение атома определяет его химические свойства



Вернер Гейзенберг
(1901-1976)

Орбиталь – это область пространства, в которой высока вероятность обнаружения электрона

Принцип неопределенности Гейзенберга (1927)

Невозможно одновременно определить положение и импульс микрочастицы с одинаково высокой точностью

$$\Delta x \cdot \Delta v_x \geq h/2\pi m \quad x - \text{координата электрона,} \\ v_x - \text{составляющая его скорости}$$

Квантовые числа			
1) n	2) l	3) m_l	4) m_s
главное	орбитальное	магнитное	спиновое
Характеризуют			
энергию уровня, размер электронной оболочки, номер энергетического уровня. Максимальное значение n для атома равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева	орбитальный момент количества движения, энергию электрона на подуровне, номер подуровня, форму атомной орбитали: s -орбиталь:  p -орбиталь:  d -орбиталь: 	ориентацию момента количества движения, расположение орбитали в пространстве. Показывает число орбиталей на подуровне: s -орбиталей – 1  p -орбиталей – 3  d -орбиталей – 5  f -орбиталей – 7 	собственный магнитный момент электрона
Значения:			
от 1 до ∞ : 1 2 3 4 5 6 7... K L M N O P Q...	от 0 до $n-1$: 0 1 2 3 4 ... $n-1$ s p d f q...	от $-l$ до $+l$	$+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$
	Количество	значений	
n	n	$2l + 1$	2

Принцип Паули (1925)

В атоме не может быть двух электронов, состояние которых описывается одинаковым набором квантовых чисел



Вольфганг Паули
(1900-1958)

1

следствия

2

Максимальное число электронов на подуровне			Максимальное число электронов на уровне	
$N_l = 2(2l+1)$			$N_n = 2n^2$	
<i>s</i> -подуровень	$N_s = 2(2 \cdot 0 + 1) = 2\bar{e}$	s^2	$n = 1$	$N_1 = 2 \cdot 1^2 = 2\bar{e}$
<i>p</i> -подуровень	$N_p = 2(2 \cdot 1 + 1) = 6\bar{e}$	p^6	$n = 2$	$N_2 = 2 \cdot 2^2 = 8\bar{e}$
<i>d</i> -подуровень	$N_d = 2(2 \cdot 2 + 1) = 10\bar{e}$	d^{10}	$n = 3$	$N_3 = 2 \cdot 3^2 = 18\bar{e}$
<i>f</i> -подуровень	$N_f = 2(2 \cdot 3 + 1) = 14\bar{e}$	f^{14}	$n = 4$	$N_4 = 2 \cdot 4^2 = 32\bar{e}$

Принцип минимума энергии

В атоме электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной (в основном состоянии)



В. М. Ключковский
(1900-1972)

Правила Клечковского (1961)

1. Электроны заполняют энергетические уровни и подуровни в порядке увеличения суммы $n+l$.
2. При равных значениях суммы $n+l$ первым заполняется подуровень с меньшим значением n

Пример:

1) для $4s$ -подуровня ($n = 4, l = 0$) $n+l = 4$

для $3d$ -подуровня ($n = 3, l = 2$) $n+l = 5$

По правилу № 1 $4s$ -подуровень заполняется первым, $E_{4s} < E_{3d}$

2) для $4p$ -подуровня ($n = 4, l = 1$) $n+l = 5$

для $5s$ -подуровня ($n = 5, l = 0$) $n+l = 5$

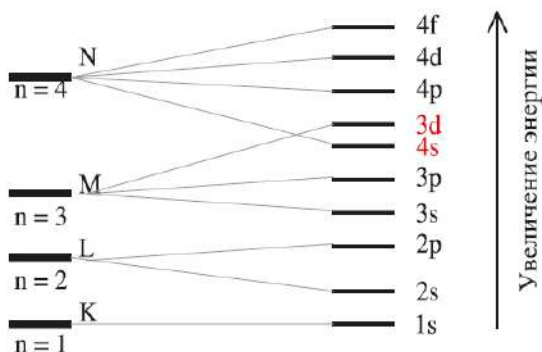
По правилу № 2 $4p$ -подуровень заполняется первым, $E_{4p} < E_{5s}$

Последовательность заполнения орбиталей электронами:

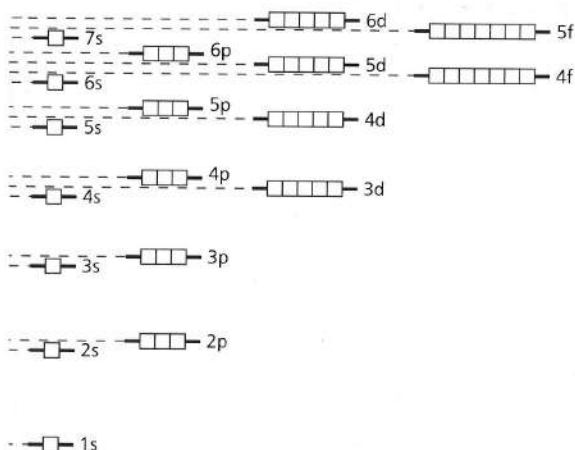
1 2 3 4 5 6 7
 $1s/2s$ $2p/3s$ $3p/4s$ $3d$ $4p/5s$ $4d$ $5p/6s$ $4f$ $5d$ $6p/7s$ $5f$ $6d$ $7p/$

СХЕМА РАСПРЕДЕЛЕНИЯ ЭЛЕКТРОНОВ по уровням, подуровням и атомным орбиталям (АО)

Атомная орбиталь (АО) – это область пространства, где находятся электроны с определёнными значениями n, l, m_l



Энергия электронов на АО



Графически распределение электронов изображают с помощью **квантовых ячеек**. Ячейка (клетка) – орбиталь, стрелки – направление спина,
☐ свободная клетка – это свободная орбиталь
☐ ↑ неспаренный электрон
☐ ↑↓ спаренные электроны

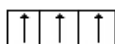
Правило Хунда (1922)

Заполнение АО данного подуровня происходит так, чтобы абсолютное значение сумм их спиновых квантовых чисел было максимальным

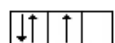
Пример заполнения p -подуровня:

\tilde{e} -конфигурия

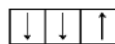
модуль суммарного спина



$$|\Sigma m_s| = \left| +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{3}{2}$$



$$|\Sigma m_s| = \left| -\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2}$$



$$|\Sigma m_s| = \left| -\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2}$$

По правилу Хунда заполнение идет по типу:



Фридрих Хунд
(1896-1997)

Электронные конфигурации (формулы) атомов

Электронные конфигурации атомов показывают распределение электронов в атоме по уровням, подуровням и орбиталям в основном состоянии

«Проскок» (провал) электрона наблюдается у следующих *d*-элементов: Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au и двух электронов у Pd

Например, для ${}_{24}\text{Cr}$: электронная формула не $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$, а $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

В зависимости от того, какой уровень заполняется последним, все элементы делятся на 4 семейства:

s-, *p*-, *d*-, *f*-

s-элементы

элементы 1, 2 групп
+ H + He

p-элементы

элементы
13-18 групп

d-элементы:

элементы 3-12 групп

f-элементы:

лантаноиды и актиноиды

Валентные электроны

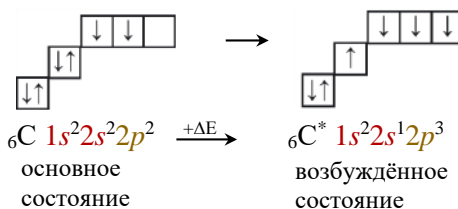
это электроны, которые имеют максимальную энергию

Валентные электроны принимают участие в образовании химических связей

у *s*- и *p*-элементов – электроны внешнего уровня,
у *d*- и *f*-элементов – электроны внешнего и предвнешнего уровней

Возбуждённое состояние

При получении дополнительной энергии происходит «возбуждение», при котором электроны переходят на орбитали с большей энергией



Последовательность возбуждения:

s-элементы: возбуждаются *s*-электроны внешнего уровня (переход на *p*-АО этого же уровня, например, $\text{Ca } 4s^2 \xrightarrow{\Delta E} \text{Ca}^* 4s^1 4p^1$;

p-элементы: возбуждаются вначале *p*-электроны, а затем *s*-электроны внешнего уровня (переход на вакантные *p*-АО этого же уровня а затем – на *d*-АО предвнешнего уровня),

например, $\text{S: } 3s^2 3p^4 \xrightarrow{\Delta E} \text{S}^*: 3s^2 3p^3 3d^1 \xrightarrow{\Delta E} \text{S}^{**}: 3s^1 3p^3 3d^2$

d-элементы: сначала возбуждаются *s*-электроны внешнего уровня, а затем – *d*-электроны предвнешнего уровня (переход на вакантные *p*-АО внешнего уровня):

например, $\text{Fe: } 4s^2 3d^6 \xrightarrow{\Delta E} \text{Fe}^*: 4s^1 3d^6 4p^1 \xrightarrow{\Delta E} \text{Fe}^{**}: 4s^1 3d^5 4p^2$

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева



Свойства простых веществ, а также
формы и свойства соединений
находятся в периодической
зависимости от величины атомных
весов этих элементов

1869

*Д. И. Менделеев
(1834-1907)*

Учёные, которые заметили взаимосвязь между атомными массами и свойствами элементов



*Иоган Вольфганг
Дёберейнер, 1829*



*Александр Эмиль Бегуйе
де Шанкуртуа, 1862*



*Джон Александр
Рейна Ньюлендс, 1864*



*Уильям
Одлинг, 1864*

Предшественники рассматривали
свои таблицы как классификацию
элементов. Менделеев увидел
фундаментальный закон природы.
Он взял на себя смелость
изменить принятые тогда
атомные веса элементов и
подробно описать свойства
неоткрытых ещё элементов



*Юлиус Лотар
фон Мейер, 1864*

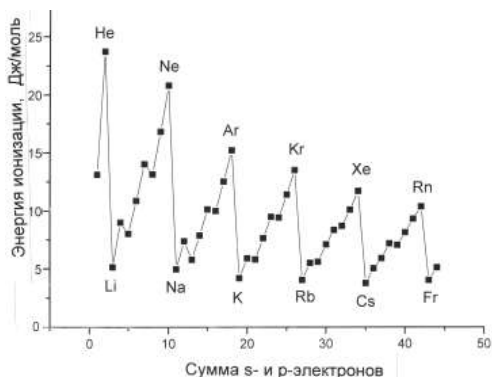
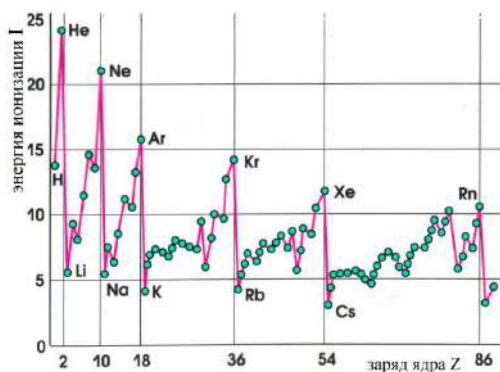
Современная формулировка
периодического закона
Д. И. Менделеева:

После открытия электрона (Дж. Томсон, 1897) обнаружено, что основная масса атома сосредоточена в ядре атома (Резерфорд, 1911), установлено, что более точной характеристикой атома (и его положения в Периодической системе) является заряд ядра (Ван-ден-Брук, Мозли, 1913)

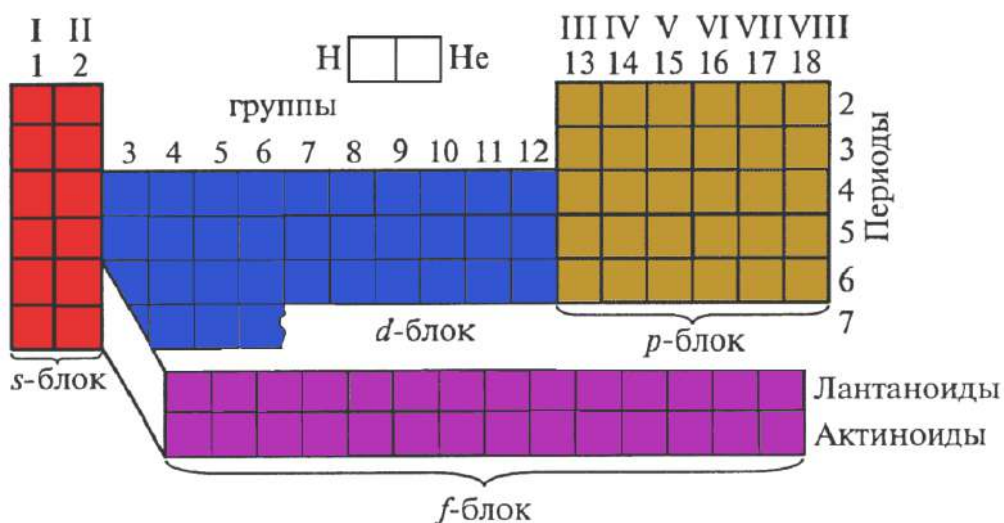
Свойства элементов, простых веществ
и соединений элементов находятся
в периодической зависимости
от величины заряда ядер элементов

Химические свойства элементов определяют:
заряд ядра атома (Z), число электронных слоев, количество валентных электронов, радиус атома, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность и, как итог, «металличность» и «неметалличность»

Энергия ионизации (I)	Энергия, необходимая для полного удаления электрона из нейтрального атома $\Xi^0 - \bar{e} \rightarrow \Xi^+$
Сродство к электрону (E)	Энергия, выделяемая или поглощаемая при присоединении электрона к нейтральному атому $\Xi^0 + \bar{e} \rightarrow \Xi^-$
Электроотрицательность (ЭО)	По Полингу – способность атома в молекуле или сложном ионе притягивать к себе электроны, участвующие в образовании связи
«Металличность» и «неметалличность»	Чем больше значение ЭО, тем сильнее элемент проявляет неметаллические свойства
Смещение электронов	Происходит при химическом взаимодействии от атомов с меньшей ЭО к атому с большей ЭО



Периодическая система – это графическое изображение периодического закона



Периодическая система элементов дает информацию:

Атомный номер элемента показывает заряд ядра атома, число протонов и число электронов в атоме.

Номер периода показывает число энергетических уровней в основном состоянии атома.

Номер группы (короткий вариант таблицы элементов) показывает число электронов (валентных электронов) на внешних подуровнях и для большинства элементов равен максимальной степени окисления элемента

Период	горизонтальная последовательность элементов, начинается со щелочного элемента и заканчивается благородным газом (с максимальным значением главного квантового числа, равного номеру периода)
Группа элементов	вертикальная совокупность элементов, с однотипной электронной конфигурацией и определёнными химическими свойствами
Периодичность	Повторяемость химических и некоторых физических свойств у простых веществ и их соединений при изменении порядкового номера элемента

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

18 (VII A)

1 (I A)

1		2 (II A)												3 (III A)												4 (IV A)												5 (V A)												6 (VI A)												7 (VII A)												8 (VIII A)												9 (IX A)												10 (X A)												11 (XI A)												12 (XII A)												13 (XIII A)												14 (XIV A)												15 (XV A)												16 (XVI A)												17 (XVII A)												18 (XVIII A)												19 (XIX A)												20 (XX A)												21 (XXI A)												22 (XXII A)												23 (XXIII A)												24 (XXIV A)												25 (XXV A)												26 (XXVI A)												27 (XXVII A)												28 (XXVIII A)												29 (XXIX A)												30 (XXX A)												31 (XXXI A)												32 (XXXII A)												33 (XXXIII A)												34 (XXXIV A)												35 (XXXV A)												36 (XXXVI A)												37 (XXXVII A)												38 (XXXVIII A)												39 (XXXIX A)												40 (XL A)												41 (XLI A)												42 (XLII A)												43 (XLIII A)												44 (XLIV A)												45 (XLV A)												46 (XLVI A)												47 (XLVII A)												48 (XLVIII A)												49 (XLIX A)												50 (L A)												51 (LI A)												52 (LII A)												53 (LIII A)												54 (LIV A)												55 (LV A)												56 (LVI A)												57 (LVII A)												58 (LVIII A)												59 (LIX A)												60 (LX A)												61 (LXI A)												62 (LXII A)												63 (LXIII A)												64 (LXIV A)												65 (LXV A)												66 (LXVI A)												67 (LXVII A)												68 (LXVIII A)												69 (LXIX A)												70 (LXX A)												71 (LXXI A)												72 (LXXII A)												73 (LXXIII A)												74 (LXXIV A)												75 (LXXV A)												76 (LXXVI A)												77 (LXXVII A)												78 (LXXVIII A)												79 (LXXIX A)												80 (LXXX A)												81 (LXXXI A)												82 (LXXXII A)												83 (LXXXIII A)												84 (LXXXIV A)												85 (LXXXV A)												86 (LXXXVI A)												87 (LXXXVII A)												88 (LXXXVIII A)												89 (LXXXIX A)												90 (LXXX A)												91 (LXXXI A)												92 (LXXXII A)												93 (LXXXIII A)												94 (LXXXIV A)												95 (LXXXV A)												96 (LXXXVI A)												97 (LXXXVII A)												98 (LXXXVIII A)												99 (LXXXIX A)												100 (LXXX A)												101 (LXXXI A)												102 (LXXXII A)												103 (LXXXIII A)												104 (LXXXIV A)												105 (LXXXV A)												106 (LXXXVI A)												107 (LXXXVII A)												108 (LXXXVIII A)												109 (LXXXIX A)												110 (LXXX A)												111 (LXXXI A)												112 (LXXXII A)												113 (LXXXIII A)												114 (LXXXIV A)												115 (LXXXV A)												116 (LXXXVI A)												117 (LXXXVII A)												118 (LXXXVIII A)												119 (LXXXIX A)												120 (LXXX A)												121 (LXXXI A)												122 (LXXXII A)												123 (LXXXIII A)												124 (LXXXIV A)												125 (LXXXV A)												126 (LXXXVI A)												127 (LXXXVII A)												128 (LXXXVIII A)												129 (LXXXIX A)												130 (LXXX A)												131 (LXXXI A)												132 (LXXXII A)												133 (LXXXIII A)												134 (LXXXIV A)												135 (LXXXV A)												136 (LXXXVI A)												137 (LXXXVII A)												138 (LXXXVIII A)												139 (LXXXIX A)												140 (LXXX A)												141 (LXXXI A)												142 (LXXXII A)												143 (LXXXIII A)												144 (LXXXIV A)												145 (LXXXV A)												146 (LXXXVI A)												147 (LXXXVII A)												148 (LXXXVIII A)												149 (LXXXIX A)												150 (LXXX A)												151 (LXXXI A)												152 (LXXXII A)												153 (LXXXIII A)												154 (LXXXIV A)												155 (LXXXV A)												156 (LXXXVI A)												157 (LXXXVII A)												158 (LXXXVIII A)												159 (LXXXIX A)												160 (LXXX A)												161 (LXXXI A)												162 (LXXXII A)												163 (LXXXIII A)												164 (LXXXIV A)												165 (LXXXV A)												166 (LXXXVI A)												167 (LXXXVII A)												168 (LXXXVIII A)												169 (LXXXIX A)												170 (LXXX A)												171 (LXXXI A)												172 (LXXXII A)												173 (LXXXIII A)												174 (LXXXIV A)												175 (LXXXV A)												176 (LXXXVI A)												177 (LXXXVII A)												178 (LXXXVIII A)												179 (LXXXIX A)												180 (LXXX A)												181 (LXXXI A)												182 (LXXXII A)												183 (LXXXIII A)												184 (LXXXIV A)												185 (LXXXV A)												186 (LXXXVI A)												187 (LXXXVII A)												188 (LXXXVIII A)												189 (LXXXIX A)												190 (LXXX A)												191 (LXXXI A)												192 (LXXXII A)												193 (LXXXIII A)												194 (LXXXIV A)												195 (LXXXV A)												196 (LXXXVI A)												197 (LXXXVII A)												198 (LXXXVIII A)												199 (LXXXIX A)												200 (LXXX A)												201 (LXXXI A)												202 (LXXXII A)												203 (LXXXIII A)												204 (LXXXIV A)												205 (LXXXV A)												206 (LXXXVI A)												207 (LXXXVII A)												208 (LXXXVIII A)												209 (LXXXIX A)												210 (LXXX A)												211 (LXXXI A)												212 (LXXXII A)												213 (LXXXIII A)												214 (LXXXIV A)												215 (LXXXV A)												216 (LXXXVI A)												217 (LXXXVII A)												218 (LXXXVIII A)												219 (LXXXIX A)												220 (LXXX A)												221 (LXXXI A)												222 (LXXXII A)												223 (LXXXIII A)												224 (LXXXIV A)												225 (LXXXV A)												226 (LXXXVI A)												227 (LXXXVII A)												228 (LXXXVIII A)												229 (LXXXIX A)												230 (LXXX A)												231 (LXXXI A)												232 (LXXXII A)												233 (LXXXIII A)												234 (LXXXIV A)												235 (LXXXV A)												236 (LXXXVI A)												237 (LXXXVII A)												238 (LXXXVIII A)												239 (LXXXIX A)												240 (LXXX A)												241 (LXXXI A)												242 (LXXXII A)												243 (LXXXIII A)												244 (LXXXIV A)												245 (LXXXV A)												246 (LXXXVI A)												247 (LXXXVII A)												248 (LXXXVIII A)												249 (LXXXIX A)												250 (LXXX A)												251 (LXXXI A)												252 (LXXXII A)												253 (LXXXIII A)												254 (LXXXIV A)												255 (LXXXV A)												256 (LXXXVI A)												257 (LXXXVII A)												258 (LXXXVIII A)												259 (LXXXIX A)												260 (LXXX A)												261 (LXXXI A)												262 (LXXXII A)												263 (LXXXIII A)												264 (LXXXIV A)												265 (LXXXV A)												266 (LXXXVI A)												267 (LXXXVII A)												268 (LXXXVIII A)												269 (LXXXIX A)												270 (LXXX A)												271 (LXXXI A)												272 (LXXXII A)												273 (LXXXIII A)												274 (LXXXIV A)												275 (LXXXV A)												276 (LXXXVI A)												277 (LXXXVII A)												278 (LXXXVIII A)												279 (LXXXIX A)												280 (LXXX A)												281 (LXXXI A)												282 (LXXXII A)												283 (LXXXIII A)												284 (LXXXIV A)												285 (LXXXV A)												286 (LXXXVI A)												287 (LXXXVII A)												288 (LXXXVIII A)												289 (LXXXIX A)												290 (LXXX A)												291 (LXXXI A)												292 (LXXXII A)												293 (LXXXIII A)												294 (LXXXIV A)												295 (LXXXV A)												296 (LXXXVI A)												297 (LXXXVII A)												298 (LXXXVIII A)												299 (LXXXIX A)												300 (LXXX A)												301 (LXXXI A)												302 (LXXXII A)												303 (LXXXIII A)												304 (LXXXIV A)												305 (LXXXV A)												306 (LXXXVI A)												307 (LXXXVII A)												308 (LXXXVIII A)												309 (LXXXIX A)												310 (LXXX A)												311 (LXXXI A)												312 (LXXXII A)												313 (LXXXIII A)												314 (LXXXIV A)												315 (LXXXV A)												316 (LXXXVI A)												317 (LXXXVII A)												318 (LXXXVIII A)												319 (LXXXIX A)												320 (LXXX A)												321 (LXXXI A)												322 (LXXXII A)												323 (LXXXIII A)												324 (LXXXIV A)												325 (LXXXV A)												326 (LXXXVI A)												327 (LXXXVII A)												328 (LXXXVIII A)												329 (LXXXIX A)												330 (LXXX A)												331 (LXXXI A)												332 (LXXXII A)												333 (LXXXIII A)												334 (LXXXIV A)												335 (LXXXV A)												336 (LXXXVI A)												337 (LXXXVII A)												338 (LXXXVIII A)												339 (LXXXIX A)												340 (LXXX A)												341 (LXXXI A)												342 (LXXXII A)												343 (LXXXIII A)												344 (LXXXIV A)												345 (LXXXV A)												346 (LXXXVI A)												347 (LXXXVII A)												348 (LXXXVIII A)												349 (LXXXIX A)												350 (LXXX A)												351 (LXXXI A)												352 (LXXXII A)												353 (LXXXIII A)												354 (LXXXIV A)												355 (LXXXV A)												356 (LXXXVI A)												357 (LXXXVII A)												358 (LXXXVIII A)												359 (LXXXIX A)												360 (LXXX A)												361 (LXXXI A)												362 (LXXXII A)												363 (LXXXIII A)												364 (LXXXIV A)												365 (LXXXV A)												366 (LXXXVI A)												367 (LXXXVII A)												368 (LXXXVIII A)												369 (LXXXIX A)												370 (LXXX A)												371 (LXXXI A)												372 (LXXXII A)												373 (LXXXIII A)												374 (LXXXIV A)												375 (LXXXV A)												376 (LXXXVI A)												377 (LXXXVII A)												378 (LXXXVIII A)												379 (LXXXIX A)												380 (LXXX A)												381 (LXXXI A)												382 (LXXXII A)												383 (LXXXIII A)												384 (LXXXIV A)												385 (LXXXV A)												386 (LXXXVI A)												387 (LXXXVII A)												388 (LXXXVIII A)												389 (LXXXIX A)												390 (LXXX A)												391 (LXXXI A)												392 (LXXXII A)												393 (LXXXIII A)												394 (LXXXIV A)												395 (LXXXV A)												396 (LXXXVI A)												397 (LXXXVII A)												398 (LXXXVIII A)												399 (LXXXIX A)												400 (LXXX A)												401 (LXXXI A)												402 (LXXXII A)												403 (LXXXIII A)												404 (LXXXIV A)												405 (LXXXV A)												406 (LXXXVI A)												407 (LXXXVII A)												408 (LXXXVIII A)												409 (LXXXIX A)												410 (LXXX A)												411 (LXXXI A)												412 (LXXXII A)												413 (LXXXIII A)												414 (LXXXIV A)												415 (LXXXV A)												416 (LXXXVI A)												417 (LXXXVII A)												418 (LXXXVIII A)												419 (LXXXIX A)												420 (LXXX A)												421 (LXXXI A)												422 (LXXXII A)												423 (LXXXIII A)												424 (LXXXIV A)												425 (LXXXV A)												426 (LXXXVI A)												427 (LXXXVII A)												428 (LXXXVIII A)												429 (LXXXIX A)												430 (LXXX A)												431 (LXXXI A)												432 (LXXXII A)												433 (LXXXIII A)												434 (LXXXIV A)												435 (LXXXV A)												436 (LXXXVI A)												437 (LXXXVII A)												438 (LXXXVIII A)												439 (LXXXIX A)												440 (LXXX A)												441 (LXXXI A)												442 (LXXXII A)												443 (LXXXIII A)												444 (LXXXIV A)												445 (LXXXV A)												446 (LXXXVI A)												447 (LXXXVII A)												448 (LXXXVIII A)												449 (LXXXIX A)												450 (LXXX A)												451 (LXXXI A)												452 (LXXXII A)												453 (LXXXIII A)												454 (LXXXIV A)												455 (LXXXV A)												456 (LXXXVI A)												457 (LXXXVII A)												458 (LXXXVIII A)												459 (LXXXIX A)												460 (LXXX A)												461 (LXXXI A)												462 (LXXXII A)												463 (LXXXIII A)												464 (LXXXIV A)												465 (LXXXV A)												466 (LXXXVI A)												467 (LXXXVII A)												468 (LXXXVIII A)												469 (LXXXIX A)												470 (LXXX A)												471 (LXXXI A)												472 (LXXXII A)												473 (LXXXIII A)												474 (LXXXIV A)												475 (LXXXV A)												476 (LXXXVI A)												477 (LXXXVII A)												478 (LXXXVIII A)												479 (LXXXIX A)												480 (LXXX A)												481 (LXXXI A)												482 (LXXXII A)												483 (LXXXIII A)												484 (LXXXIV A)												485 (LXXXV A)												486 (LXXXVI A)												487 (LXXXVII A)												488 (LXXXVIII A)												489 (LXXXIX A)												490 (LXXX A)												491 (LXXXI A)												492 (LXXXII A)												493 (LXXXIII A)												494 (LXXXIV A)												495 (LXXXV A)												496 (LXXXVI A)												497 (LXXXVII A)												498 (LXXXVIII A)												499 (LXXXIX A)												500 (LXXX A)												501 (LXXXI A)												502 (LXXXII A)												503 (LXXXIII A)												504 (LXXXIV A)												505 (LXXXV A)												506 (LXXXVI A)												507 (LXXXVII A)												508 (LXXXVIII A)												509 (LXXXIX A)												510 (LXXX A)												511 (LXXXI A)												512 (LXXXII A)												513 (LXXXIII A)												514 (LXXXIV A)												515 (LXXXV A)												516 (LXXXVI A)												517 (LXXXVII A)												518 (LXXXVIII A)												519 (LXXXIX A)												520 (LXXX A)												521 (LXXXI A)												522 (LXXXII A)												523 (LXXXIII A)												524 (LXXXIV A)												525 (LXXXV A)												526 (LXXXVI A)												527 (LXXXVII A)												528 (LXXXVIII A)												529 (LXXXIX A)												530 (LXXX A)												531 (LXXXI A)												532 (LXXXII A)												533 (LXXXIII A)												534 (LXXXIV A)												535 (LXXXV A)												536 (LXXXVI A)												537 (LXXXVII A)												538 (LXXXVIII A)												539 (LXXXIX A)												540 (LXXX A)												541 (LXXXI A)												542 (LXXXII A)												543 (LXXXIII A)												544 (LXXXIV A)												545 (LXXXV A)												546 (LXXXVI A)												547 (LXXXVII A)												548 (LXXXVIII A)												549 (LXXXIX A)												550 (LXXX A)												551 (LXXXI A)												552 (LXXXII A)												553 (LXXXIII A)												554 (LXXXIV A)												555 (LXXXV A)												556 (LXXXVI A)												557 (LXXXVII A)												558 (LXXXVIII A)												559 (LXXXIX A)												560 (LXXX A)												561 (LXXXI A)												562 (LXXXII A)												563 (LXXXIII A)												564 (LXXXIV A)												565 (LXXXV A)												566 (LXXXVI A)												567 (LXXXVII A)												568 (LXXXVIII A)												569 (LXXXIX A)												570 (LXXX A)												571 (LXXXI A)												572 (LXXXII A)												573 (LXXXIII A)												574 (LXXXIV A)												575 (LXXXV A)												576 (LXXXVI A)												577 (LXXXVII A)												578 (LXXXVIII A)												579 (LXXXIX A)												580 (LXXX A)												581 (LXXXI A)												582 (LXXXII A)												583 (LXXXIII A)												584 (LXXXIV A)												585 (LXXXV A)												586 (LXXXVI A)												587 (LXXXVII A)												588 (LXXXVIII A)												589 (LXXXIX A)												590 (LXXX A)												591 (LXXXI A)												592 (LXXXII A)												593 (LXXXIII A)												594 (LXXXIV A)												595 (LXXXV A)												596 (LXXXVI A)												597 (LXXXVII A)												598 (LXXXVIII A)												599 (LXXXIX A)												600 (LXXX A)												601 (LXXXI A)												602 (LXXXII A)												603 (LXXXIII A)												604 (LXXXIV A)												605 (LXXXV A)												606 (LXXXVI A)												607 (LXXXVII A)												608 (LXXXVIII A)												609 (LXXXIX A)												610 (LXXX A)												611 (LXXXI A)												612 (LXXXII A)												613 (LXXXIII A)												614 (LXXXIV A)												615 (LXXXV A)												616 (LXXXVI A)												617 (LXXXVII A)												618 (LXXXVIII A)												619 (LXXXIX A)												620 (LXXX A)												621 (LXXXI A)												622 (LXXXII A)												623 (LXXXIII A)												624 (LXXXIV A)												625 (LXXXV A)												626 (LXXXVI A)												627 (LXXXVII A)												628 (LXXXVIII A)												629 (LXXXIX A)												630 (LXXX A)												631 (LXXXI A)												632 (LXXXII A)												633 (LXXXIII A)												634 (LXXXIV A)												635 (LXXXV A)												636 (LXXXVI A)												637 (LXXXVII A)												638 (LXXXVIII A)												639 (LXXXIX A)												640 (LXXX A)												641 (LXXXI A)												642 (LXXXII A)												643 (LXXXIII A)												644 (LXXXIV A)												645 (LXXXV A)												646 (LXXXVI A)												647 (LXXXVII A)												648 (LXXXVIII A)												649 (LXXXIX A)												650 (LXXX A)												651 (LXXXI A)												652 (LXXXII A)												653 (LXXXIII A)												654 (LXXXIV A)												655 (LXXXV A)												656 (LXXXVI A)												657 (LXXXVII A)												658 (LXXXVIII A)												659 (LXXXIX A)												660 (LXXX A)												661 (LXXXI A)												662 (LXXXII A)												663 (LXXXIII A)												664 (LXXXIV A)												665 (LXXXV A)												666 (LXXXVI A)												667 (LXXXVII A)												668 (LXXXVIII A)												669 (LXXXIX A)												670 (LXXX A)												671 (LXXXI A)												672 (LXXXII A)												673 (LXXXIII A)												674 (LXXXIV A)												675 (LXXXV A)												676 (LXXXVI A)												677 (LXXXVII A)												678 (LXXXVIII A)												679 (LXXXIX A)												680 (LXXX A)												681 (LXXXI A)												682 (LXXXII A)												683 (LXXXIII A)												684 (LXXXIV A)												685 (LXXXV A)												686 (LXXXVI A)												687 (LXXXVII A)												688 (LXXXVIII A)												689 (LXXXIX A)												690 (LXXX A)												691 (LXXXI A)												692 (LXXXII A)												693 (LXXXIII A)												694 (LXXXIV A)												695 (LXXXV A)												696 (LXXXVI A)												697 (LXXXVII A)												698 (LXXXVIII A)												699 (LXXXIX A)												700 (LXXX A)												701 (LXXXI A)												702 (LXXXII A)												703 (LXXXIII A)												704 (LXXXIV A)												705 (LXXXV A)												706 (LXXXVI A)												707 (LXXXVII A)												708 (LXXXVIII A)												709 (LXXXIX A)												710 (LXXX A)												711 (LXXXI A)												712 (LXXXII A)												713 (LXXXIII A)												714 (LXXXIV A)												715 (LXXXV A)												716 (LXXXVI A)												717 (LXXXVII A)												718 (LXXXVIII A)												719 (LXXXIX A)												720 (LXXX A)												721 (LXXXI A)												722 (LXXXII A)												723 (LXXXIII A)												724 (LXXXIV A)												725 (LXXXV A)												726 (LXXXVI A)												727 (LXXXVII A)												728 (LXXXVIII A)												729 (LXXXIX A)												730 (LXXX A)												731 (LXXXI A)												732 (LXXXII A)												733 (LXXXIII A)												734 (LXXXIV A)												735 (LXXXV A)												736 (LXXXVI A)												737 (LXXXVII A)												738 (LXXXVIII A)												739 (LXXXIX A)												740 (LXXX A)												741 (LXXXI A)												742 (LXXXII A)												743 (LXXXIII A)												7											
---	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-----------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

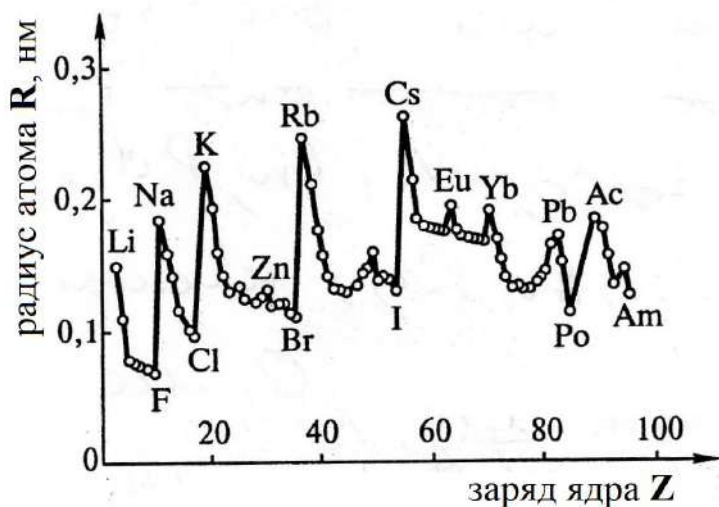
57 La лантан 138,9055	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодимий 140,9077	60 Nd неодим 144,242	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,964	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,9253	66 Dy диспрозий 162,5008	67 Ho гольмий 164,9303	68 Er эрбий 167,259	69 Tm тулий 168,9342	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,967
89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,0377	91 Pa протактиний 231,0368	92 U уран 238,0289	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am америций [243]	96 Cm куриум [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калифорний [251]	99 Es эйзенштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md мendelevium [258]	102 No нобеллий [259]	103 Lr лоренций [262]

Периодическая система элементов – «короткий» вариант

		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII											
1	H 1,00794 водород	1														He 4,0026 гелий											
2	Li 6,941 литий	3	Be 9,01218 бериллий	4		B 10,811 бор	5	C 12,011 углерод	6	N 14,0067 азот	7	O 15,99943 кислород	8	F 18,9984 фтор	9	Ne 20,1797 неон											
3	Na 22,98977 натрий	11	Mg 24,305 магний	12		Al 26,9815 алюминий	13	Si 28,085 кремний	14	P 30,97376 фосфор	15	S 32,0655 сера	16	Cl 35,4532 хлор	17	Ar 39,948 аргон											
4	K 39,098 калий	19	Ca 40,078 кальций	20		Sc 44,9559 скандий	21	Ti 47,867 титан	22	V 50,9415 ванадий	23	Cr 51,9961 хром	24	Mn 54,9380 марганец	25	Fe 55,845 железо	26	Co 58,9332 кобальт	27	Ni 58,6934 никель							
	29 63,546 медь	30	Zn 65,409 цинк	31		Ga 69,723 галлий	32	Ge 72,64 германий	33	As 74,9216 мышьяк	34	Se 78,96 селен	35	Br 79,904 бром	36	Kr 83,798 криптон											
	37 85,467 серебро	38	Sr 87,62 стронций	39		Y 88,9059 иттрий	40	Zr 91,224 цирконий	41	Nb 92,9064 ниобий	42	Mo 95,94 молибден	43	Tc [98] технеций	44	Ru 101,07 рутений	45	Rh 102,905 родий	46	Pd 106,42 палладий							
5	47 107,868 серебро	48	Cd 112,411 кадмий	49		In 114,818 индий	50	Sn 118,71 олово	51	Sb 121,760 сурьма	52	Te 127,60 теллур	53	I 126,904 йод	54	Xe 131,293 ксенон											
	55 132,9054 цезий	56	Ba 137,327 барий	57-71 лантан	La*	72	Hf 178,492 гафний	73	Ta 180,948 тантал	74	W 183,841 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,23 осмий	77	Ir 192,217 иридий	78	Pt 195,078 платина								
6	79 196,9665 золото	80	Hg 200,59 ртуть	81		Tl 204,3833 таллий	82	Pb 207,2 свинец	83	Bi 208,980 висмут	84	Po [209] полоний	85	At [210] астат	86	Rn [222] радон											
	87 [223] франций	88	Ra [226] радий	89-103 актиний	Ac**	104	Rf [261] резерфордий	105	Db [262] дубний	106	Sg [266] сигборгий	107	Bh [264] борий	108	Hs [277] хасий	109	Mt [268] мейтнерий	110	Ds [271] дармштадтий								
7	111 [280] рогений	112	Cn [283] коперниций	113		Nh [284] нихоний	114	Fl [289] флеровий	115	Mc [288] московский	116	Lv [293] ливнермовий	117	Ts [294] теннессиум	118	Og [294] оганссон											
* ЛАНТАНОИДЫ																											
58	Ce 140,116 первый	59	Pr 140,907 приметий	60	Nd 144,24 неодим	61	Pm [145] прометий	62	Sm 150,36 самарий	63	Eu 151,964 европий	64	Gd 157,25 гадолиний	65	Tb 158,925 тербий	66	Dy 162,50 диспрозий	67	Ho 164,930 гольмий	68	Er 167,259 эрбий	69	Tm 168,934 тулий	70	Yb 173,04 иттербий	71	Lu 174,967 лютеций
** АКТИНОИДЫ																											
90	Th 232,038 торий	91	Pa 231,036 протактиний	92	U 238,029 уран	93	Np [237] нептуний	94	Pu [244] плутоний	95	Am [243] амерций	96	Cm [247] курий	97	Bk [247] берклий	98	Cf [251] калифорний	99	Es [252] эйнштейний	100	Fm [257] фермий	101	Md [258] мислессеий	102	No [259] нобелий	103	Lr [262] лоуренсий

Изменение свойств элементов по периодам и группам

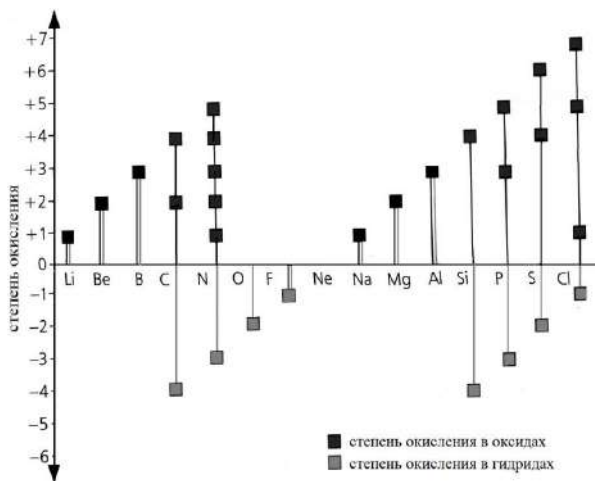
	Характер изменения при движении в таблице	
	по периодам слева направо	по группам сверху вниз
Заряд ядра	увеличивается	увеличивается
Число электронных слоев	не изменяется	увеличивается
Число электронов на внешнем энергетическом уровне	увеличивается для <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов для <i>d</i> -элементов равно 2^1	не изменяется
Радиус атома	уменьшается	увеличивается
Энергия ионизации	увеличивается	уменьшается
Сродство к электрону	увеличивается	уменьшается
Электроотрицательность ЭО	увеличивается	уменьшается
Металличность элемента	ослабевае	усиливается
Неметалличность	усиливается	ослабевае
Окислительная способность	усиливается	ослабевае
Восстановительная способность	ослабевае	усиливается



¹ Для элементов с «проскоком» электронов (см. с. 18) число электронов на внешнем уровне равно 1 или 0

Электроотрицательности элементов (ЭО) по Л. Полингу
(в относительных единицах)

1 (IA)												13 (IIA)					14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)
1 H 2,1	2 (IIA)																			
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0				
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0				
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8				
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5				
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57 La ⁺ 1,1	58 Hf 1,3	59 Ta 1,5	60 W 1,7	61 Re 1,9	62 Os 2,2	63 Ir 2,2	64 Pt 2,2	65 Au 2,4	66 Hg 1,9	67 Tl 1,8	68 Pb 1,8	69 Bi 1,9	70 Po 2,0	71 At 2,2				
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac ⁺ 1,1																		



Л. Мейер в 1870 г. (Annalen der Chemie und Pharmacie, s.354-364) полностью отдал приоритет открытия периодического закона Д. И. Менделееву: «В 1869 году, раньше, чем я высказал свои мысли о периодичности свойств элементов, появился реферат статьи Менделеева, в котором написано, что: 1) при расположении элементов в порядке восходящих атомных весов наблюдается ступенчатое изменение свойств элементов; 2) величина атомных весов определяет свойства элементов; 3) атомные веса некоторых элементов требуют исправления; 4) должны существовать некоторые ещё не открытые элементы... Это всё было Менделеевым опубликовано до меня и вообще впервые. Я открыто признаю, что у меня не хватило смелости для таких дальновидных предположений, какие с уверенностью высказал Менделеев»

1 H 1,0079	Открытие элементов																18 He 4,0026
3 Li 6,941	2 Be 9,012											13 B 10,811	14 C 12,011	15 N 14,007	16 O 15,999	17 F 18,998	10 Ne 20,180
11 Na 22,990	12 Mg 24,305	3 Sc 44,956	4 Ti 47,867	5 V 50,942	6 Cr 51,996	7 Mn 54,938	8 Fe 55,845	9 Co 58,933	10 Ni 58,693	11 Cu 63,546	12 Zn 65,39	13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,065	17 Cl 35,435	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,867	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,80
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57-71	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (280)	112 Cn (285)	113 Nh (284)	114 Fl (289)	115 Mc (288)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)
57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97			
89 Ac (227)	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)			

Время открытия	до 1800	1800-1849	1850-1899	1900-1949	1950-1999	2000–
----------------	---------	-----------	-----------	-----------	-----------	-------

Кроме предсказания элементов экабора (скандия, 1878), экаалюминия (галлия, 1875), экасилиция (германия, 1886) и утверждения, что масса бериллия 9, а не 13, Д. И. Менделеев предсказал существование двителлура (полония, открыт в 1898 г.), экайода (астата, 1940), экамарганца (технеция, 1937), экацезия (франция, 1939), экатантала (протактиния, 1917), экабария (радия, 1898).

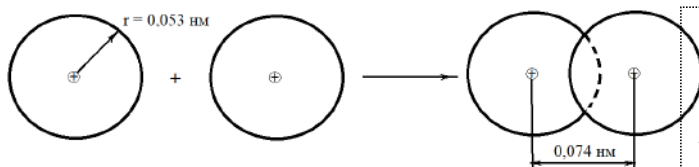
В. Рихтер, 1870, *Berichte*, Bd.III, S. 990-992: «Менделеев исправил атомный вес урана на 240 (вместо 120), тория на 232 (вместо 116), церия на 138 (вместо 98), индия на 113 (вместо 75,6)»

Дмитрий Иванович Менделеев – русский химик, открыл периодический закон химических элементов (1869) – один из основных законов естествознания.

Оставил ~500 трудов, среди которых «Основы химии» – первое стройное изложение неорганической химии. Заложил основы теории растворов, предложил промышленный способ фракционного разделения нефти, изобрёл вид бездымного пороха, пропагандировал использование минеральных удобрений. Инициатор создания Русского химического общества. Организатор и первый директор палаты мер и весов

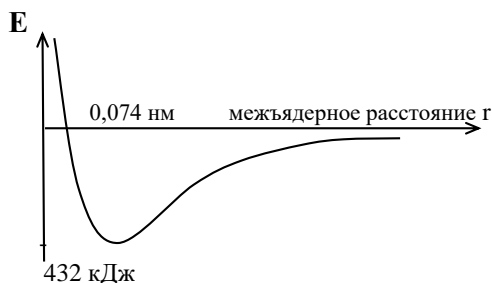
Химическая связь

Химическая связь – это взаимодействие электронов атомов, которое приводит к образованию устойчивой многоатомной системы



Валентные электроны становятся общими, повышается электронная плотность между взаимодействующими атомами

Энергия взаимодействия двух атомов Н



Правило октета:
при образовании химической связи атомы 1-3 периодов стремятся к созданию устойчивой электронной оболочки (как у благородного газа): 8-электронной (октет) или 2-электронной (дублет)

Типы химических связей

ковалентная	ионная	металлическая	водородная	межмолекулярная
-------------	--------	---------------	------------	-----------------

Валентность – число связей, которое атом данного элемента образует с другими атомами в простом или сложном веществе (не может быть дробным числом, не имеет знака, это не степень окисления).
Атом может образовывать $n+t$ связей, где n – число неспаренных электронов, t – число неподелённых электронных пар)

Валентные электроны – электроны внешнего уровня (для *s*- и *p*-элементов) либо электроны внешнего и предвнешнего уровней (для *d*- и *f*-элементов)

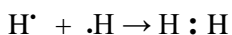
Степень окисления – условный заряд атома в молекуле (формульной единице) вещества, который имел бы атом, если бы он отдал или присоединил один или несколько электронов

Ковалентная связь

Ковалентная связь – это связь атомов с помощью общих электронных пар
(локализованная, двухэлектронная, двухцентровая,
между атомами с $\Delta E \sim 0 \div 2,0$)

Изображение ковалентной связи

С помощью **точек**,
поставленных у знака
химического элемента



С помощью
квантовых **ячеек**



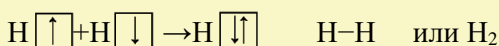
В виде **черточки**,
которая символизирует
пару электронов



Механизм образования связи

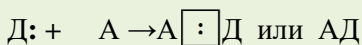
обменный

электронная пара образуется из электронов двух атомов:



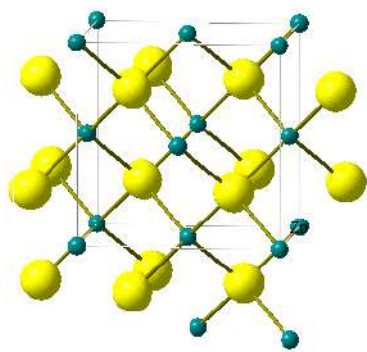
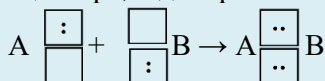
**донорно-
акцепторный**

неподелённая пара электронов от атома Д (донор)
переходит на вакантную АО атома А (акцептор):

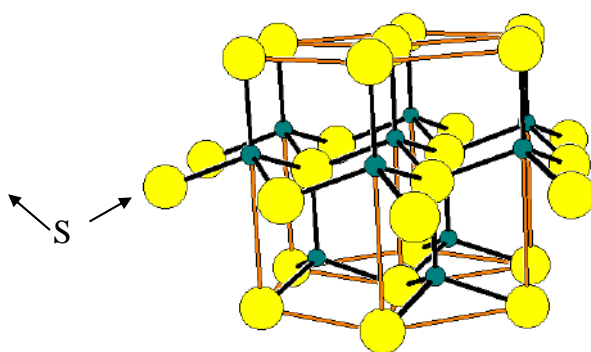


дативный
(у *d*-элементов)

каждый атом выполняет одновременно функции и
акцептора, и донора:



ZnS – сфалерит

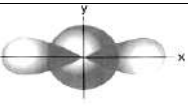
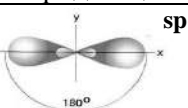

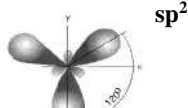




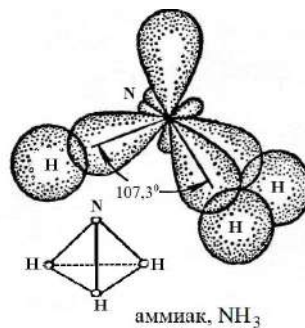
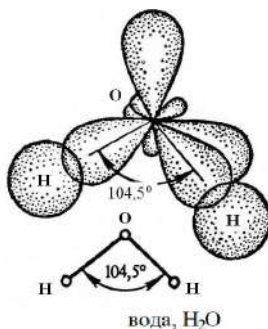
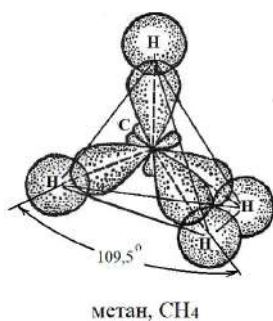
ZnS – вюрцит

Гибридизация

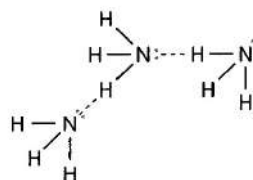
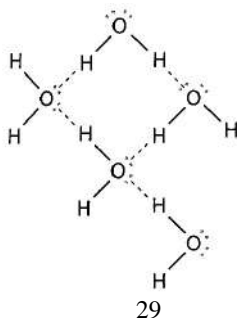
Гибридизация – это выравнивание (усреднение) энергии различных атомных орбиталей (АО) у атома. В результате образуются новые по форме и энергии гибридные АО (число гибридных АО равно числу исходных АО)

Наиболее часто встречающиеся типы гибридизации




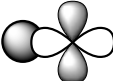

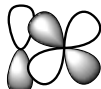
Исходные АО	Тип гибридизации	Валентный угол	Расположение атомов	Примеры
 $s+p_x$ орбитали	 две sp -орбитали	180°	Линейное	BeCl_2
 $s+p_x+p_y$ орбитали	 три sp^2 -орбитали	120°	Плоский треугольник	BCl_3
 $s+p_x+p_y+p_z$ орбитали	 четыре sp^3 -орбитали	$109^\circ 28'$	Тетраэдр	CH_4 , CCl_4



Водородные связи
в воде и аммиаке



Характеристики ковалентной связи

Полярность	<p>При образовании связи между атомами с различными значениями электроотрицательностей (ЭО) общие электронные пары смещаются в сторону атома с наибольшим значением ЭО.</p> <p>Неполярная ковалентная связь – связь без смещения электронной пары ($\Delta \text{ЭО} \approx 0$). Полярная ковалентная связь – связь со смещением электронной пары ($0 < \Delta \text{ЭО} < 2,0$)</p>	
Тип перекрывания	<p style="text-align: center;">σ-связь</p> <p style="text-align: center;">существует одна область перекрывания электронных облаков:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;">     </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> $s-s$ $s-p$ $p-p$ $s-d$ </div>	<p style="text-align: center;">π-связь</p> <p style="text-align: center;">существуют две области перекрывания электронных облаков:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;">   </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> $p-p$ $p-d$ </div>
Кратность	<p>Это число общих электронных пар у двух связанных атомов:</p> <p>одна общая пара электронов – ординарная связь (всегда σ) – $\text{H}-\text{H}$</p> <p>две общие пары электронов – двойная связь (одна σ, другая π) – $\text{C}=\text{O}$</p> <p>три общие пары электронов – тройная связь (одна σ и две π) – $\text{N}\equiv\text{N}$</p>	
Длина	<p>Это расстояние между ядрами химически связанных атомов. Измеряется в нанометрах (нм), $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$, в ангстремах ($\text{\AA}$) $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м}$. Является косвенной характеристикой прочности связи.</p> <p>Например, длины связей (нм): $\text{H}-\text{H}$ (в H_2) 0,074, $\text{C}-\text{C}$ (в этане) 0,154, $\text{C}=\text{C}$ (в этилене) 0,134, $\text{C}\equiv\text{C}$ (в ацетилене) 0,120</p>	
Энергия	<p>Равна работе, которую необходимо затратить на разрыв связи.</p> <p>Например, $E_{\text{связи}}$ (кДж/моль): $\text{C}-\text{C}$ (в этане) 348, $\text{C}=\text{C}$ (в этилене) 635, $\text{C}\equiv\text{C}$ (в ацетилене) 830</p>	
Направленность	<p>Взаимное расположение атомов связано с определёнными, характерными для взаимодействующих орбиталей (АО), валентными углами (угол между направлениями соседних химических связей)</p>	
Насыщаемость	<p>Число ковалентных связей, которые может образовывать атом, ограничено, их число определяется количеством валентных электронов и числом всех орбиталей атомов.</p> <p>Например: существует молекула H_2, но не существует молекула H_3; существует молекула CH_4, но не существует молекула CH_5; существует ион $[\text{PtCl}_6]^{2-}$, но не существует ион $[\text{PtCl}_{10}]^{6-}$</p>	

Полярность связи **количественно** определяется дипольным моментом μ – произведением длины диполя l (расстояние между двумя равными по величине и противоположными по знаку зарядами $+q$ и $-q$) на абсолютную величину заряда q : $\mu = l \times q$. Дипольный момент – векторная величина. Различают дипольные моменты связи и молекулы

Дипольные моменты молекул ($\mu \cdot 10^{30}$ Кл·м)

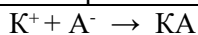
HF	6,4	NH ₃	4,9	H ₂ O	6,1
HCl	3,5	PH ₃	1,8	SO ₂	5,4
HBr	2,6	CO	0,4	C ₆ H ₅ Cl	5,5
HI	1,3	CO ₂	0	CCl ₄	0

Ионная связь

Ионная связь – это химическая связь, которая реализуется в результате электростатического притяжения ионов

фактически это предельный случай полярной ковалентной связи, $\Delta\text{ЭО} > \sim 2,0$

Механизм образования связи



Электростатическое притяжение между катионом и анионом атомов с большим различием в величинах относительных электроотрицательностей, $\Delta\text{ЭО} > 2,0$

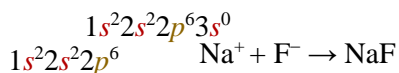
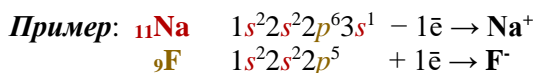
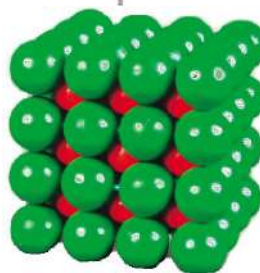
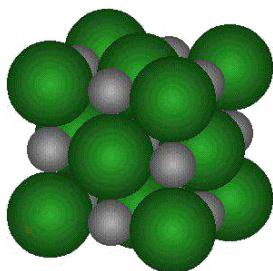
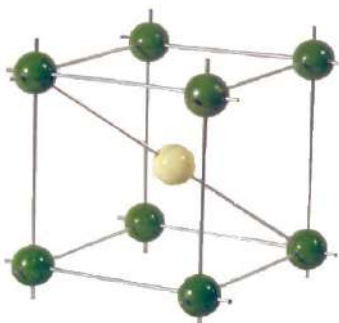
СОСООСОУС

Ненаправленность связи (нет характерных валентных углов)
Ненасыщенность связи (число связей не фиксировано и не ограничено)
Крайняя поляризация, электростатическое взаимодействие
Неприменимость понятия валентности (ковалентности)
Вещество не существует в виде молекулярных структур
Длина связи, ионные радиусы – имеют определённые значения

NaCl



CsCl



Соединения с ионной связью имеют высокие температуры плавления

Разность ЭО	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0	2,2	2,4	2,6	2,8	3,0
Степень ионности связи (%)	1	4	9	15	22	30	39	47	55	63	70	76	82	86	89

В действительности связи не бывают на 100% ионными, поэтому говорят о степени ионности связи.

Преимущественно ионными являются связи щелочных и щелочноземельных металлов с кислородом и галогенами. Связи между другими элементами носят **преимущественно ковалентный** характер

Металлическая связь

Металлическая связь – связь, которая образуется в результате взаимодействия общих свободных электронов с ионами металлов

Механизм образования связи

Валентные электроны свободно перемещаются с одной АО атома на другую, от атома к атому (вследствие небольшого числа валентных электронов, низких значений энергии ионизации и большого числа вакантных АО). Совокупность обобществлённых валентных электронов образует «электронный газ», перемещающийся по всему объёму вещества и взаимодействующий с остовом из катионов металла

СВОБОДНО

Обобществлённые электроны образуют «электронный газ»

Ненаправленность связи, делокализованность связи

Ненасыщенная связь

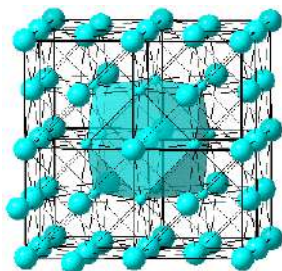
Вещество имеет атомную структуру, атомы образуют плотную упаковку, каждый атом окружен 8–12 соседними атомами

Металлическая связь встречается в твёрдом и жидком состоянии

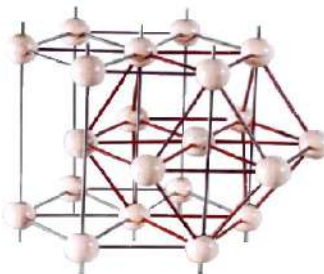
Особенности свойств металлов, обусловленные металлической связью:

- ☐ высокая теплопроводность
- ☐ хорошая электропроводность
- ☐ способность отражать электромагнитное излучение
- ☐ пластичность
- ☐ металлический блеск
- ☐ кристаллические структуры металлов характеризуются плотной упаковкой атомов и высокими координационными числами (8 – для α -Fe, 12 – для Cu и Mg)

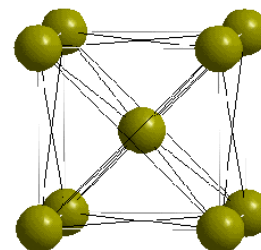
Основные структурные типы металлов (выделены координационные многогранники атомов)



медь



магний



α -железо

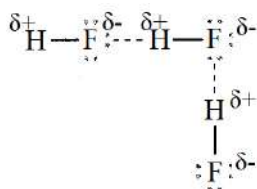
Водородная связь (специфические взаимодействия)

Водородная связь – это связь между атомом водорода, связанным ковалентной связью с атомом сильно электроотрицательного элемента Э_1 и атомом другого сильно электроотрицательного элемента Э_2 .
Элементы Э_1 и Э_2 могут быть как одинаковыми, так и разными
(обозначение: $\text{Э}_1 - \text{H} \dots \text{Э}_2$)

Типы водородной связи:

Межмолекулярная

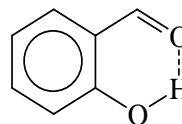
(Э_1 и Э_2 принадлежат разным молекулам)



связь $\text{F}-\text{H} \dots \text{F}$

Внутримолекулярная

(Э_1 и Э_2 принадлежат одной молекуле)



связь $\text{O}-\text{H} \dots \text{O}$

Механизм образования связи

донорно-акцепторный: атом Н – акцептор, а атом элемента Э_2 – донор

диполь-дипольное взаимодействие: $\text{Э}_1(\delta^-)-\text{H}(\delta^+) \dots \text{Э}_2(\delta^-)-\text{H}(\delta^+)$

ОСОБО ВАЖНО

Энергия связи 4 – 60 кДж/моль, т.е. в 15–20 раз слабее ковалентной

Длина связи 0,228 – 0,350 нм

Направленность связи (угол $\text{Э}_1 - \text{H} \dots \text{Э}_2$ близок к 180°)

Насыщаемость связи

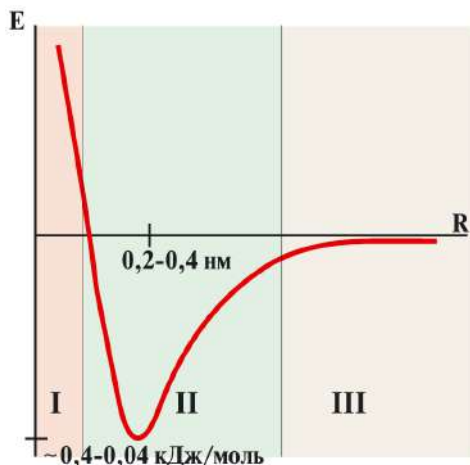
Поляризация связи (общая электронная пара сильно смещена к атому Э_2)

Возникает, когда атом водорода оказывается связующим звеном между двумя электроотрицательными атомами

Водородная связь оказывает влияние на свойства веществ, так как требуется дополнительная энергия для разрыва водородной связи

Межмолекулярные взаимодействия

Межмолекулярные взаимодействия – электромагнитные взаимодействия электронов и ядер одной структурной единицы с электронами и ядрами другой (зависят от расстояния R между молекулами и их взаимной ориентации Ω)



Межмолекулярные взаимодействия описываются потенциальной энергией (потенциалом) $E(R, \Omega)$

I – отталкивание, обусловлено взаимодействием перекрывающихся электронных оболочек атомов;

II – «ван-дер-ваальсов минимум», баланс сил притяжения и отталкивания; положение: $R \sim 0,2-0,4$ нм, глубина: $0,4-0,04$ кДж/моль;

III – дальнодействующие силы притяжения, «ван-дер-ваальсовы»

Ван-дер-ваальсово взаимодействие

Дальнодействующие силы притяжения, энергия которых $E_{\text{в-д-в}} = E_{\text{ор}} + E_{\text{инд}} + E_{\text{дисп}}$

Существуют также резонансные взаимодействия, $E_{\text{рез}} \sim R^{-3}$

$E_{\text{ор}}$	$E_{\text{инд}}$	$E_{\text{дисп}}$
ориентационная	индукционная	дисперсионная
Электростатическое взаимодействие между постоянными мультипольными моментами молекул (дипольным, квадрупольным...). Для полярных молекул определяющее диполь-дипольное взаимодействие, для неполярных молекул – квадруполь-квадрупольное	Взаимодействие постоянного мультипольного момента одной молекулы с индуцированным им дипольным моментом другой	Определяется квантовомеханическими флуктуациями электронной плотности, взаимодействием мгновенных дипольных моментов этих флуктуаций зарядов
Выражения для полярных молекул А и В: μ_A, μ_B – дипольные моменты, k – константа Больцмана, T – температура		$E_{\text{дисп}} = -C/R^6$, где $C \sim \frac{3}{2} \alpha_B \alpha_A \cdot (I_A I_B) / I_A + I_B$, I_A, I_B – потенциалы ионизации молекул
$E_{\text{ор}} = -\frac{2}{3} kT(\mu_A^2 \mu_B^2)/R^6$	$E_{\text{инд}} = -(\mu_A^2 \alpha_B + \mu_B^2 \alpha_A)/R^6$, α_B, α_A – поляризуемости молекул	

Межмолекулярные взаимодействия обуславливают существование жидких и твёрдых тел, образование и устойчивость сложных структур (например, ДНК и РНК)

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Химическая термодинамика – раздел химии, который изучает превращения энергии при химических реакциях

Термодинамическая система – часть материального мира

Окружающая среда – всё, что находится за пределами термодинамической системы

Свойства системы зависят от температуры, давления, концентрации.

Изолированная система – система не обменивается с окружающей средой

Термодинамические параметры системы – величины, характеризующие свойства системы (внутренняя энергия U , энтальпия H , энтропия S , энергия Гиббса G)

Функции состояния системы – характеристики, значения которых зависят только от разности в конечном и начальном состояниях

Внутренняя энергия системы U

U – сумма энергии движения и взаимодействия молекул, энергии связей в молекуле, энергии движения и взаимодействия электронов и ядер

Первое начало термодинамики – закон сохранения энергии:

$$Q_p = \Delta U + P \cdot \Delta V,$$

Q_p – количество тепла при постоянном давлении,

ΔU – изменение внутренней энергии,

$P \cdot \Delta V$ – работа

Энтальпия системы ΔH

ΔH – тепловой эффект системы при постоянном давлении

Тепловой эффект реакции (Q , Дж) – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции.

$$\Delta H = -Q_P,$$

Q_P – тепловой эффект реакции при постоянном давлении

Энтальпия H связана с внутренней энергией U :

$$H = U + PV,$$

V – объём системы

Экзотермический процесс, $\Delta H < 0$ выделяется теплота

Эндотермический процесс, $\Delta H > 0$ поглощается теплота

Величины энтальпии реакции относят к стандартным условиям: $T = 298\text{ K}$, $P = 101,325\text{ кПа}$

Энтропия S

S – термодинамическая функция состояния, которая является мерой неупорядоченности (беспорядка) системы

Второе начало термодинамики:

в изолированных системах энтропия самопроизвольно протекающего процесса увеличивается, $\Delta S > 0$

Уравнение Больцмана – термодинамическая вероятность состояния (беспорядка) системы W :

$$S = k \cdot \ln W \text{ (Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \text{K}^{-1}\text{)},$$

$k = R/N_A$; R – универсальная газовая постоянная, N_A – число Авогадро

W – это число способов расположить данное число частиц в пространстве (например, в кристаллической решётке).

При $T = 0$ для любого вещества $W = 1$, и, значит, $S = 0$

Для химических реакций изменение энтропии ΔS аналогично изменению энтальпии: $\Delta S^0 \text{ реакции} = \Delta S^0 \text{ продуктов} - \Delta S^0 \text{ исходных веществ}$

Энергия Гиббса G



Д. У. Гиббс
(1839-1903)

G (кДж) – термодинамическая величина состояния, это разность между энтальпией и произведением температуры на энтропию системы:
 $G = H - TS$

G – часть энтальпии системы, которая может быть преобразована в работу

Изменение энергии Гиббса, ΔG – это разность между энергией Гиббса конечного и начального состояний системы

$$\Delta G = G_2 - G_1 = (H_2 - TS_2) - (H_1 - TS_1)$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔG оценивает принципиальную возможность самопроизвольного протекания химической реакции:
 $\Delta G > 0$ реакция не может протекать самопроизвольно, а лишь при условии совершения работы над системой.
 $\Delta G < 0$ возможно самопроизвольное протекание реакции, работу будет совершать сама система.
 $\Delta G = 0$, система находится в химическом равновесии, в состоянии обратимого процесса

ТЕРМОХИМИЯ

Термохимия – это раздел термодинамики, который изучает изменение энтальпии в химических реакциях

Термохимическое уравнение – уравнение химической реакции, которое включает **величину** и **знак** теплового эффекта

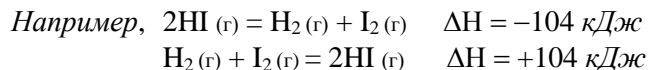
2 способа записи теплоты реакции отвечают различным правилам знаков

Термохимическое правило:
выделяемая теплота со знаком «+»,
поглощаемая теплота – со знаком «-»

Термодинамическое правило:
выделяемая теплота со знаком «-»,
поглощаемая теплота – со знаком «+»

Первый закон термохимии – закон Лавуазье – Лапласа

Изменение энтальпии при разложении сложного вещества на простые равно изменению энтальпии (с противоположным знаком) при образовании этого сложного вещества из простых веществ



Теплота образования соединения – количество выделяемой или поглощаемой теплоты при образовании 1 моль соединения из простых веществ

Теплота разложения соединения – количество выделяемой или поглощаемой теплоты при разложении 1 моль соединения на простые вещества

Например. При сжигании угля по реакции $\text{C}_{\text{к}} + \text{O}_{2\text{г}} = \text{CO}_2$ выделилось 197,7 кДж тепла и получилось 22 г CO_2 . Вычислить теплоту образования CO_2
Масса 1 моль CO_2 – 44 г, 22 г – это 0,5 моль.
Теплота образования CO_2 : $\Delta H = -197,7 / 0,5 = -395,4 \text{ кДж/моль}$

Второй закон термохимии – закон Гесса (1847)



Герман Иванович
Гесс (1802-1850)

Тепловой эффект химической реакции зависит только от природы и состояния исходных и полученных веществ и не зависит от пути процесса, от числа и характера промежуточных стадий

следствие

Тепловой эффект химической реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных веществ

$$Q = \sum nQ(\text{прод}) - \sum nQ(\text{исх}),$$

или $\Delta H = \sum n\Delta H(\text{прод}) - \sum n\Delta H(\text{исх})$

Обозначения:

$\Delta H_{\text{обр}, 298}$ (298 – стандартная температура) или $\Delta H_{\text{обр}}$, или ΔH_f , или ΔH

Закон Гесса позволяет рассчитывать теплоты химических реакций, которые не могут быть определены экспериментально

Например.

Горение угля может протекать по реакции: $\text{C}_{\text{к}} + \text{O}_{2\text{г}} = \text{CO}_2$, $\Delta H = -395,4 \text{ кДж}$,
либо в две стадии: $\text{C}_{\text{к}} + 0,5\text{O}_{2\text{г}} = \text{CO}_{\text{г}}$; $\Delta H_1 = -110,7 \text{ кДж}$
 $\text{CO}_{\text{г}} + 0,5\text{O}_{2\text{г}} = \text{CO}_{2\text{г}}$ $\Delta H_2 = -284,7 \text{ кДж}$.

По закону Гесса $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$; $-395,4 \text{ кДж} = -110,7 \text{ кДж} - 284,7 \text{ кДж}$

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

– наука о скорости химических реакций и химическом равновесии

Система в химии – вещество (или совокупность веществ), заключенное в ограниченном объёме

Гомогенная система
система из одной фазы

Гетерогенная система
система из нескольких фаз

Фаза – часть системы, ограниченная поверхностью раздела

Скорость химической реакции – число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объёма (в гомогенных системах) или на единице поверхности раздела фаз (в гетерогенных системах)

Определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объёма:

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

C – концентрации веществ (моль/л), t – время

На скорость химической реакции влияют:

Природа реагирующих веществ
Концентрации реагирующих веществ
Температура (энергия активации молекул)
Поверхность соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенной системы)
Присутствие катализатора или ингибитора
Облучение (воздействие α -, β -, γ -лучей)

Фактор концентрации

Скорость химической реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Закон справедлив для газообразных и жидких гомогенных систем, но не распространяется на реакции с твёрдыми веществами



K. M. Guldberg, H. P. Waage

К. М. Гульдберг (1836-1902)
и И. П. Вааге (1833-1900)

Закон действующих масс

(Гульдберг и Вааге, 1864)

Для уравнения реакции: $A + B \rightarrow C$

$$v = kC_A \cdot C_B,$$

где k – константа скорости реакции

$$v = k \text{ при } C_A = C_B = 1 \text{ моль/л}$$

(k зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации)

Фактор температуры

Правило Вант-Гоффа

При повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

γ – температурный коэффициент реакции, показывает, во сколько раз увеличилась константа скорости реакции при увеличении температуры на 10°C

Например, если $\gamma = 2,9$, то при увеличении температуры на 100° скорость реакции поднимается в $2,9^{10}$ раз



Якоб Хендрик Вант-Гофф
(1852-1911)

Уравнение Аррениуса

Зависимость между константой скорости реакции и температурой:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \text{ или } \lg k = \lg A - E_a/2,303 RT,$$

k – константа скорости; A – константа Аррениуса;

E_a – энергия активации (энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные;

R – универсальная газовая постоянная;

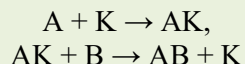
T – температура

Фактор катализатора

Катализатор –
вещество, изменяющее скорость
химической реакции, но остающееся
неизменным после окончания реакции

**Механизм действия
катализаторов**
Изменение энергии
активации реакции за счёт
образования промежуточных
соединений.

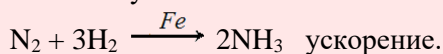
Например, для реакции
 $A + B \rightarrow AB$:



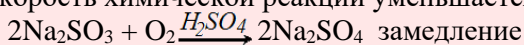
КАТАЛИЗ

Изменение скорости химической реакции
в присутствии катализатора.

Положительный катализ – катализ, при
котором скорость химической реакции
увеличивается:



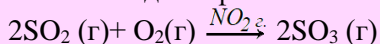
Отрицательный катализ – катализ, при котором
скорость химической реакции уменьшается.



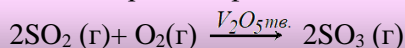
Промотор – вещество,
повышающее активность
катализатора

Ингибитор – вещество,
замедляющее реакцию

Гомогенный катализ
Реагенты и катализатор находятся
в одной фазе:



Гетерогенный катализ
Реагенты и катализатор находятся
в разных фазах:



Катализаторы в биологических системах (например, в пищеварении)
называются **ферментами**. В организме человека около 30 000 разных
ферментов (амилаза – в слюне, пепсин – в желудке).

Около $\frac{3}{4}$ всех производств основано на применении катализаторов

Ионизация и облучение

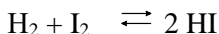
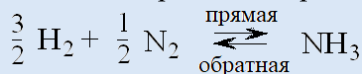
Химические реакции могут вызывать электроны, нейтроны, α -частицы,
положительно и отрицательно заряженные ионы, кванты световой энергии,
рентгеновские лучи.

Химические реакции, которые идут под воздействием света, называются
фотохимическими, а под воздействием большой энергии – радиолитом

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ –

это химические реакции, которые при одних и тех же условиях идут и в прямом, и в обратном направлениях:



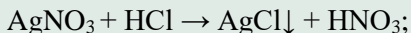
прямая реакция ($t < 350^\circ$): $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}(80\%) + \text{H}_2(10\%) + \text{I}_2(10\%)$

обратная реакция ($t > 350^\circ$): $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$

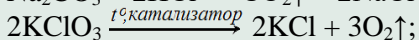
НЕОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ –

химические реакции, которые идут практически до конца в одном направлении:

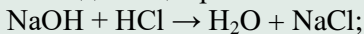
- с образованием осадка:



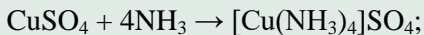
- с образованием газообразных веществ:



- с образованием малодиссоциированных соединений:



- с образованием комплексных соединений:



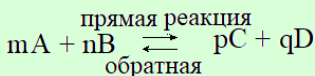
- с выделением большого количества энергии:



Химическое равновесие -

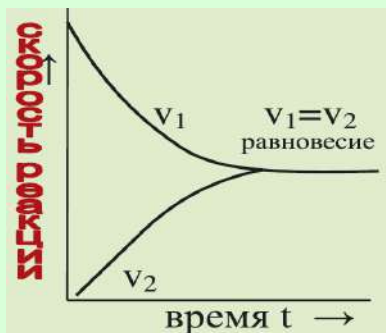
состояние системы, при котором скорость прямой реакции v_1 равна скорости обратной реакции v_2 :

$$v_1 = v_2.$$



$$v_1 = k_1[\text{A}]^m [\text{B}]^n$$

$$v_2 = k_2[\text{C}]^p [\text{D}]^q$$



Константа равновесия

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

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации (моль/л)

Через некоторое время t продукты реакции образуются с точно такой же скоростью, с которой вступают в обратную реакцию, воссоздавая исходные реагенты. Поскольку скорости прямой и обратной реакций равны, говорят, что система находится в **динамическом равновесии**

Константа равновесия K зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации.

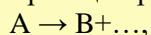
Чем больше **K** , тем сильнее химическое равновесие смещено в сторону образования продуктов прямой реакции

Коэффициенты m , n , p , q в выражении ν и K далеко не всегда равны коэффициентам в уравнении реакции. Их величина зависит от молекулярности реакции

Молекулярность реакции –

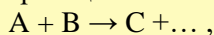
число частиц, участвующих в элементарной реакции

Мономолекулярные реакции – реакции распада и изомеризации типа:



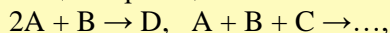
участвует только одна молекула

Бимолекулярные реакции – реакции типа:



происходит столкновение двух молекул

Тримолекулярные реакции – реакции типа:



происходит столкновение трёх молекул



Низкая скорость многих реакций обусловлена высоким энергетическим барьером, который молекулы должны преодолеть, чтобы произошла реакция. Катализатор снижает энергию активации и направляет реакцию по другому пути

СДВИГ (смещение) ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Принцип Ле Шателье

(1884)



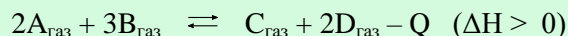
Анри Луи Ле Шателье
(1850-1936)

Внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению этого равновесия в направлении, при котором эффект произведённого воздействия ослабляется

Смещение равновесия под влиянием внешнего воздействия:

- увеличение давления смещает равновесие в сторону реакции, ведущей к уменьшению объёма (для газов);
- увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции ($\Delta H > 0$);
- увеличение концентрации исходных веществ и удаление продуктов из сферы реакции смещают равновесие в сторону прямой реакции;
- катализаторы не влияют на положение равновесия.

Пример:



увеличение давления $P \rightarrow$ прямая реакция

уменьшение давления $P \leftarrow$ обратная реакция

увеличение температуры $t \rightarrow$ прямая реакция

уменьшение температуры $t \leftarrow$ обратная реакция

увеличение концентрации исходных веществ $[A], [B] \rightarrow$ прямая реакция

увеличение концентрации продуктов реакции $[C], [D] \leftarrow$ обратная реакция

участие катализатора \neq не влияет

РАСТВОРЫ

Растворы – гомогенные физико-химические системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия

Растворитель – вещество (компонент раствора), структуру которого имеет раствор

Классификация растворов

По агрегатному состоянию раствора

Жидкие
водные неводные

Твёрдые
(сплавы)

Газообразные
(смеси газов, воздух)

По агрегатному состоянию растворённого вещества и растворителя:

Ж – Ж Ж – Т Ж – Г Т – Т Т – Г Т – Ж Г – Т Г – Ж Г – Г

По соотношению содержания растворённого вещества:

пересыщенные

Раствор, в котором при данных условиях растворённого вещества больше, чем в насыщенном

насыщенные

Раствор, находящийся в равновесии с растворённым веществом

ненасыщенные

Раствор, в котором при данных условиях вещество ещё может раствориться

По относительным количествам растворённого вещества и растворителя:

разбавленные

концентрированные

Растворимостью или коэффициентом растворимости называется масса вещества (в граммах), образующего насыщенный раствор (при данной температуре) в 100 г растворителя

Основные положения гидратной (химической) теории растворов Д. И. Менделеева (1877)

- Растворение – сложный физико-химический процесс.
- При растворении происходит взаимодействие между растворителем и растворённым веществом за счёт донорно-акцепторных связей, водородных связей, межмолекулярных взаимодействий.
- Процесс растворения сопровождается изменением энтальпии.
- Образование сольватов или кристаллогидратов ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$)



Д. И. Менделеев
(1834-1907)

Тепловые явления при растворении:

При растворении может поглощаться тепло (эндотермический процесс, $-Q$, $+\Delta H$) или выделяться тепло (экзотермический процесс, $+Q$, $-\Delta H$).

Суммарный тепловой эффект выражается уравнением Фаянса:

$$\Delta H = \Delta H_k + \Delta H_p + \Delta H_c, \text{ где}$$

ΔH_k – изменение энтальпии при разрушении кристаллической решётки;

ΔH_p – изменение энтальпии при разрыве межмолекулярных связей у растворителя;

ΔH_c – изменение энтальпии при сольватации образовавшихся частиц



К. Фаянс (1887-1975)

На растворимость влияют:

- природа растворителя и растворённого вещества,
- температура,
- растворимость большинства твёрдых веществ с повышением температуры повышается,
- вещества с полярной связью хорошо растворяются в полярных растворителях

Растворение – физико-химический процесс

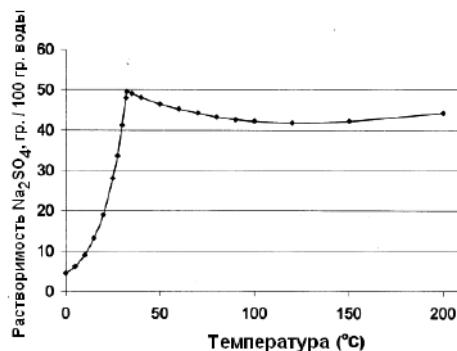
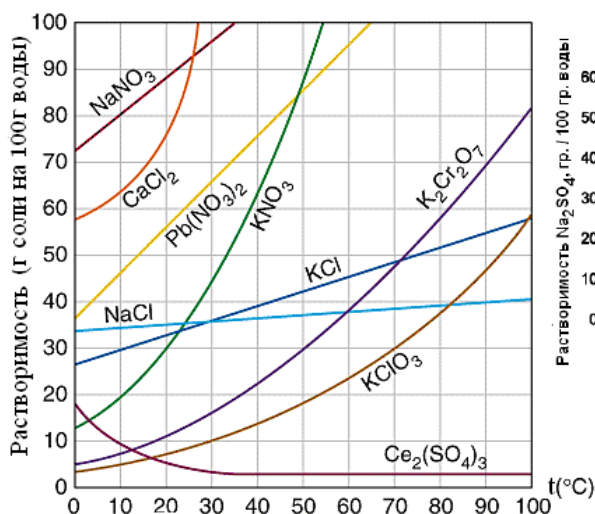
Сходство растворов с истинно химическими соединениями:

- тепловой эффект растворения эндотермический (поглощается тепло) или экзотермический (выделяется тепло)
- изменение окраски
- изменение объёма
- изменение электропроводности
- изменение равновесия диссоциации воды

Отличие растворов от истинных химических соединений:

- не подчиняются закону постоянства состава
- можно разделить на компоненты физическими способами
- в растворе обнаруживаются все компоненты

Растворимость твёрдых веществ (г/100 г воды)		
Легкорастворимые	Малорастворимые	Практически нерастворимые
более 1 г	от 1 до 0,01 г	менее 0,01 г
<ul style="list-style-type: none"> соли щелочных металлов, нитраты, ацетаты; основания металлов группы 1 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; кислые соли 	CaSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$	<ul style="list-style-type: none"> все основания, кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов; фосфаты, карбонаты, силикаты, сульфиды; (кроме металлов группы 1) основные соли



Кривые растворимости некоторых солей в воде

Растворимость сульфата натрия в воде

Растворимость жидких веществ			Взаимная растворимость жидкостей, в большинстве случаев, увеличивается с повышением температуры
Жидкости, практически не растворяющиеся друг в друге	Жидкости, неограниченно растворяющиеся друг в друге	Жидкости, ограниченно растворимые друг в друге	
$\text{H}_2\text{O} - \text{Hg}$; $\text{H}_2\text{O} - \text{C}_6\text{H}_6$	$\text{H}_2\text{O} - \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; $\text{H}_2\text{O} - \text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{H}_2\text{O} - \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$; $\text{H}_2\text{O} - \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	

Растворимость некоторых газов в воде (объём газа в л в 100 л воды)				
Газ	Температура (°C)			
	0	20	40	60
N ₂	0,024	0,016	0,012	0,011
O ₂	0,049	0,031	0,023	0,019
CO ₂	1,713	0,0878	0,53	0,36
Cl ₂	4,6	2,3	1,48	1,24
NH ₃	1179	720	405	214
HCl	525	440	390	340

Растворимость газов в жидкостях, как правило, уменьшается с увеличением температуры

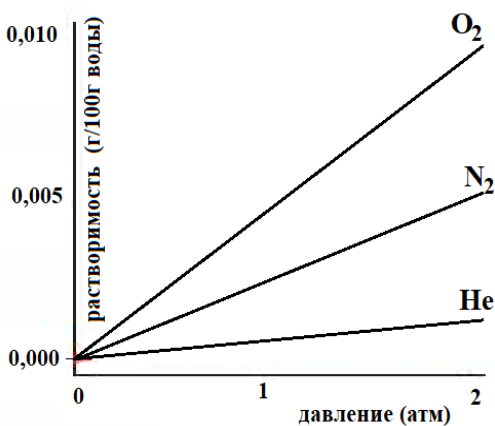
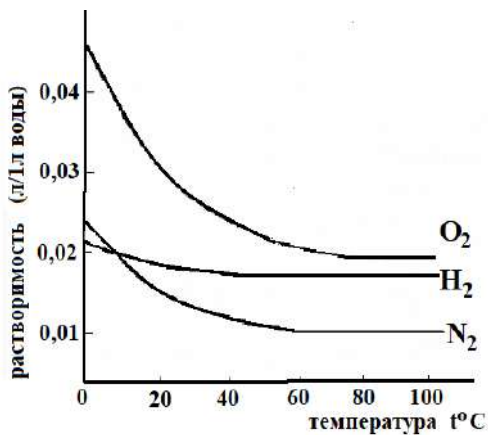
Закон Генри
 Растворимость газа в жидкости при постоянной температуре прямо пропорциональна его давлению над жидкостью

$$C = k \cdot P,$$
 C – концентрация газа, P – давление



Уильям Генри
(1774-1836)

Растворимость некоторых газов в воде



Способы выражения состава раствора

ДОЛИ

КОНЦЕНТРАЦИИ

ОТНОШЕНИЯ

ДОЛИ

МАССОВАЯ доля $\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р}}}$

Отношение **массы** растворенного вещества к общей **массе** раствора

ОБЪЁМНАЯ доля $\varphi = \frac{V_{\text{в}}}{V_{\text{р}}}$

Отношение **объёма** растворённого вещества к общему **объёму** раствора

МОЛЯРНАЯ доля $\chi = \frac{n_{\text{в}}}{n_{\text{р}}}$

Отношение **количества** растворённого **вещества** к общему **количеству веществ** раствора

Безразмерные величины (доли, либо %)

КОНЦЕНТРАЦИИ

Отношение
числа молекул
(массы,
количества
вещества)
растворённого
вещества
к объёму
всего раствора
размерность:
молекул/л, г/л
моль/л

Важнейшие:

Молярная концентрация:

$$C_M(\text{в}) = \frac{n(\text{в})}{V_{\text{р}}}$$

Размерность: число молей растворённого вещества в 1 л раствора. Выражается в моль/л (или обозначается М)

Нормальная или эквивалентная концентрация:

$$C_N(\text{в}) = C_{\text{экв}}(\text{в}) = \frac{n_{\text{экв}}(\text{в})}{V_{\text{р}}}, \quad n_{\text{экв}}(\text{в}) = \frac{m_{\text{в}} \cdot z}{M_{\text{экв}}(\text{в}) \cdot z / \text{моль}}$$

Размерность: число молей эквивалента растворённого вещества в 1 л раствора. Выражается в моль/л (или обозначается Н)

ОТНОШЕНИЯ

Отношения (массовые, объёмные, количеств компонентов и т.п.) к остальной части раствора (других компонентов)

Безразмерные величины

Например:

массовые отношения соли к воде 1:5;
объёмные отношения жидкостей 1:1 и т.д.;
растворимость NaF при 0°C 4,1 г,
т.е. 4,1 г NaF на 100 г воды; 4,1:100 по массе

Формулы пересчёта различных способов выражения состава раствора

$$\omega_{\text{в}}(\%) = \frac{C_M(\text{в}) \times M(\text{в})}{\rho(\text{г/мл}) \times 10}$$

$$C_M(\text{в}) = \frac{\omega(\%) \times \rho(\text{г/мл}) \times 10}{M_{\text{в}}}$$

$$C_H(\text{в}) = C_{\text{экв}}(\text{в}) = \frac{\omega(\%) \times \rho(\text{г/мл}) \times 10}{M_{\text{экв}}(\text{в})}$$

$$C_M(\text{в}) = C_H(\text{в}) \times f_{\text{экв}}$$

$$M_{\text{экв}}(\text{в}) = M_{\text{в}} \times f_{\text{экв}}(\text{в})$$

Обозначения:

$\omega_{\text{в}}$ – массовая доля вещества **в**

$C_M(\text{в})$ – молярная концентрация вещества **в**

ρ – плотность раствора

$M_{\text{в}}$ – молярная масса вещества **в**

$f_{\text{экв}}$ – фактор эквивалентности вещества **в**

$M_{\text{экв}}(\text{в})$ – молярная масса эквивалента вещества **в**

Электродиссоциация

ВЕЩЕСТВА

Электролиты:

растворы или расплавы проводят электрический ток:

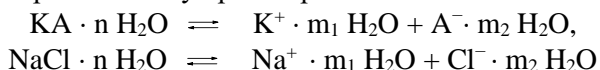
- большинство солей,
- большинство неорганических **кислот**,
- **щёлочи**

Неэлектролиты:

растворы или расплавы **не** проводят электрический ток:

- вода,
- многие органические соединения

Электродиссоциация – распад молекул вещества под действием полярных молекул растворителя на ионы.

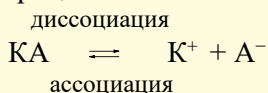


Теория электродиссоциации Аррениуса 1887 г.



Сванте Август Аррениус
(1859-1927)

- При растворении в воде электролиты диссоциируют на положительно (катионы K^+) и отрицательно заряженные (анионы A^-) частицы.
- Количество отрицательных и положительных зарядов у ионов одинаково.
- Под действием электрического напряжения катионы движутся к катоду, а анионы – к аноду.
- Процесс электродиссоциации – обратимый процесс:



- Полнота распада зависит от природы электролита и растворителя, концентрации и температуры

КАТОД
—

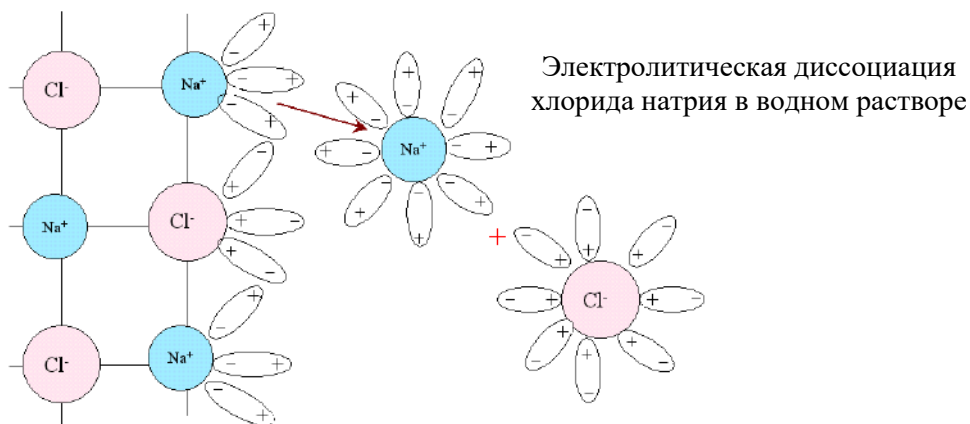
катионы



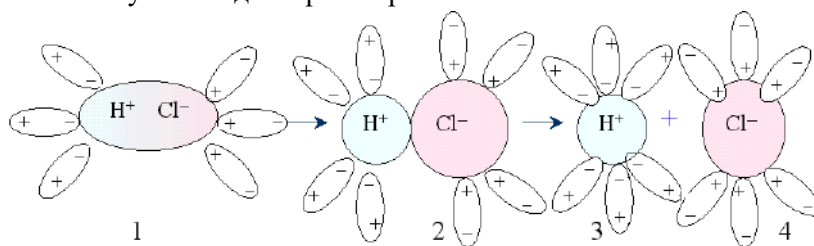
анионы

АНОД
+

Механизм диссоциации

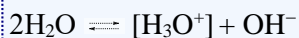


Электролитическая диссоциация полярной молекулы в водном растворе



1 – полярная молекула в начале гидратации,
2 – переход полярной структуры в ионную под действием диполей воды (процесс ионизации), 3 – гидратированный катион, 4 – гидратированный анион

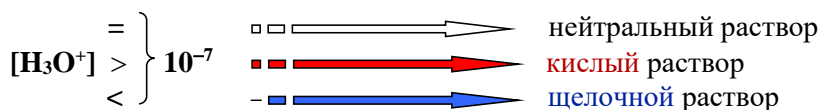
Диссоциация воды



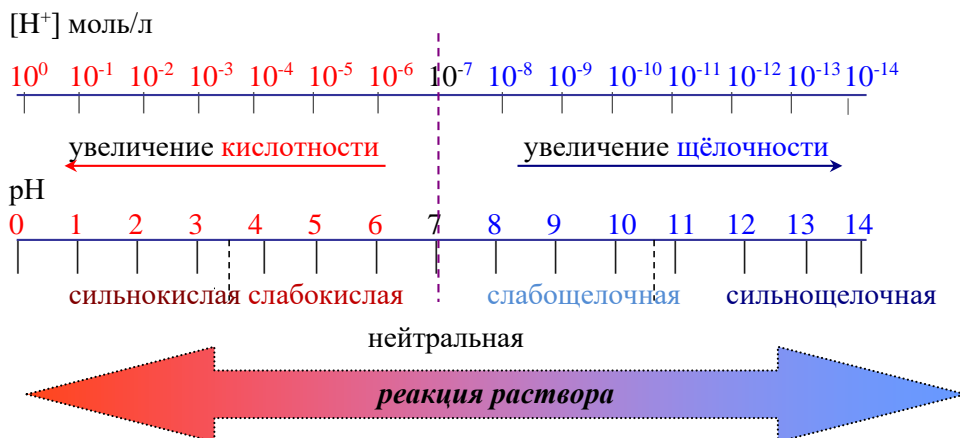
В 1 л воды при $t = 22^\circ\text{C}$ диссоциирует 10^{-7} моль воды, образуются 10^{-7} моль/л $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (гидроксоний) и 10^{-7} моль/л OH^- : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л

$$K_{\text{в}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

$K_{\text{в}}$ – ионное произведение воды

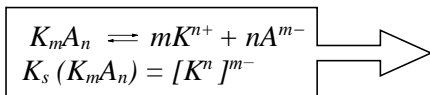


Водородный показатель pH
 (точнее $p[H_3O^+]$) – это десятичный логарифм концентрации катионов водорода, взятый с обратным знаком:
 $pH = -\lg[H^+]$ $[H^+] = 10^{-pH}$
 $pH = -\lg[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$



Константа растворимости соли K_s (произведение растворимости ПР)

Для уравнения:



K_s – константа растворимости соли – постоянная величина, равная произведению равновесных концентраций ионов соли в насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита с учётом стехиометрических коэффициентов

ИНДИКАТОРЫ – сложные органические кислоты или основания, которые меняют окраску в зависимости от концентрации ионов $[H^+]$

Индикатор	Окраска индикатора в различных средах		
	Кислая	интервал перехода	Щелочная
Метилоранж	красный $pH < 3,1$	оранжевый $3,1 < pH < 4,4$	жёлтый $pH > 4,4$
Метилрот	красный $pH < 4,2$	оранжевый $4,2 < pH < 6,3$	жёлтый $pH > 6,3$
Фенолфталеин	бесцветный $pH < 8,0$	бледно-малиновый $8,0 < pH < 9,8$	малиновый $pH > 9,8$
Лакмус	красный $pH < 5$	фиолетовый $5 < pH < 8$	синий $pH > 8$

Таблица растворимости солей и оснований в воде

при комнатной температуре

	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
F^-	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Н	Р	Р
HSO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	-	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	?	?	?	?
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	Н	?	?

Р - растворяется (более 1 г на 100 г воды);

М - мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г воды);

Н - не растворяется (менее 0,01 г на 100 г воды);

?

- в воде разлагается; ? - нет достоверных данных о существовании соединения

Количественные характеристики процесса диссоциации



Степень диссоциации	Константа диссоциации
α (0 – 1 или %)	K_d
$\alpha = \frac{C_{K^+}}{C_{KA_0}} = \frac{C_{A^-}}{C_{KA_0}}$	$K_d = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$
α – отношение молярных концентраций образовавшихся ионов C_{K^+} или C_{A^-} к первоначальной концентрации электролита C_{KA_0}	K_d – константа диссоциации, константа равновесия процесса диссоциации (только для слабых электролитов)
α зависит от концентрации, природы веществ, температуры, диэлектрической проницаемости растворителя, наличия одноимённых ионов	K_d зависит от природы растворителя, температуры, но не зависит от концентрации



Вильгельм Фридрих
Оствальд (1853-1932)

Закон разбавления Оствальда

$$K_d = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C_M \quad \text{или} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}$$

K_d – константа диссоциации,
 C – концентрация (моль/л)

3%	α (для 0,1 Н раствора)	30%
Слабые электролиты $\alpha < 3\%$	Средние электролиты $\alpha = 3 - 30\%$	Сильные электролиты $\alpha > 30\%$
кислоты: $H_2S, H_2SiO_3, H_2CO_3,$ HCN, CH_3COOH основания: $NH_4OH, Al(OH)_3$ $Cr(OH)_3, Fe(OH)_3$ и др. соли: $HgCl_2, HgI_2$ вода	кислоты: $H_2SO_3, H_3PO_4, HF,$ $H_2C_2O_4, HCOOH,$ основания: $Ca(OH)_2, LiOH$	кислоты: $HCl, HBr, HNO_3, H_2SO_4,$ $H_2Cr_2O_7, HMnO_4, HClO_4$ щёлочи: $NaOH, KOH, RbOH,$ $CsOH, Ba(OH)_2, Sr(OH)_2$ соли: (почти все)

**Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
в водных растворах при t = 25°C**

Электролит	Уравнение диссоциации	K
Азотистая кислота	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
	$\text{H}_2\text{BO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HBO}_3^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$
	$\text{HBO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватистая кислота	$\text{HBrO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BrO}^-$	$2,1 \cdot 10^{-9}$
Вода	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Кремневая кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$2,2 \cdot 10^{-10}$
	$\text{HSiO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная кислота	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Селенистая кислота	$\text{H}_2\text{SeO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSeO}_3^-$	$3,5 \cdot 10^{-3}$
	$\text{HSeO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SeO}_3^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Селеноводородная кислота	$\text{H}_2\text{Se} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSe}^-$	$1,7 \cdot 10^{-4}$
	$\text{HSe}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Se}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$
Сернистая кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-6}$
Сероводородная кислота	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$5,7 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-15}$
Синильная кислота	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Плавиковая кислота	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,4 \cdot 10^{-4}$
Теллуристая кислота	$\text{H}_2\text{TeO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HTeO}_3^-$	$3 \cdot 10^{-3}$
	$\text{HTeO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{TeO}_3^{2-}$	$2 \cdot 10^{-8}$
Теллуриводородная кислота	$\text{H}_2\text{Te} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HTe}^-$	$1 \cdot 10^{-3}$
	$\text{HTe}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Te}^{2-}$	$1 \cdot 10^{-11}$
Угольная кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Хлоруксусная кислота	$\text{CH}_2\text{ClCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_2\text{ClCOO}^-$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
Хлорноватистая кислота	$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Фосфорная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца	$\text{Pb(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{PbOH}^+ + \text{OH}^-$	$9,6 \cdot 10^{-4}$
	$\text{PbOH}^+ \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{OH}^-$	$3,0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид цинка	$\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{OH}^-$	$5,0 \cdot 10^{-5}$
	$\text{ZnOH}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$	$1,5 \cdot 10^{-9}$

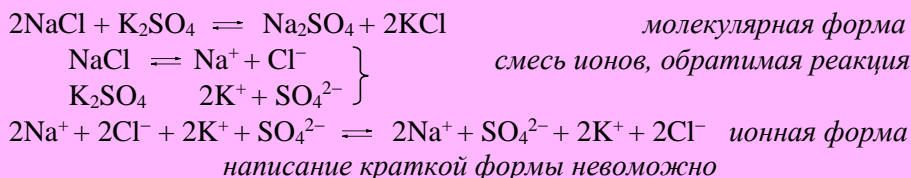
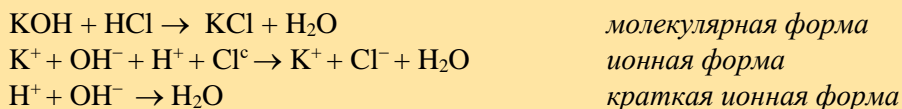
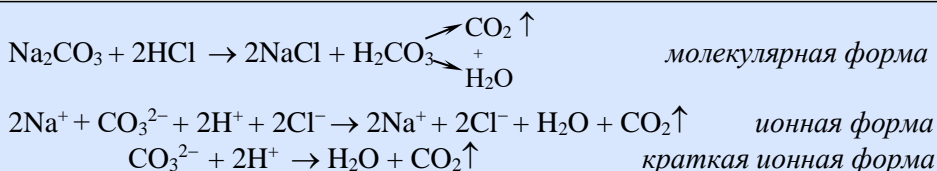
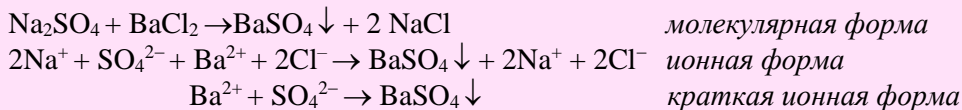
Ионные реакции

Ионные реакции – реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов

Протекают необратимо в результате образования

- осадков,
- легколетучих веществ,
- малодиссоциированных веществ

Примеры:



Кровь здорового человека имеет значение pH 7,3 – 7,4.
 Значение pH крови 7,2 означает, что в организме произошли серьёзные нарушения нормальной жизнедеятельности.
 Значения pH < 7,0 и pH > 7,8
 считаются несовместимыми с жизнью.

Желудочный сок содержит хлороводородную кислоту, имеет pH = 0,9 – 1,6

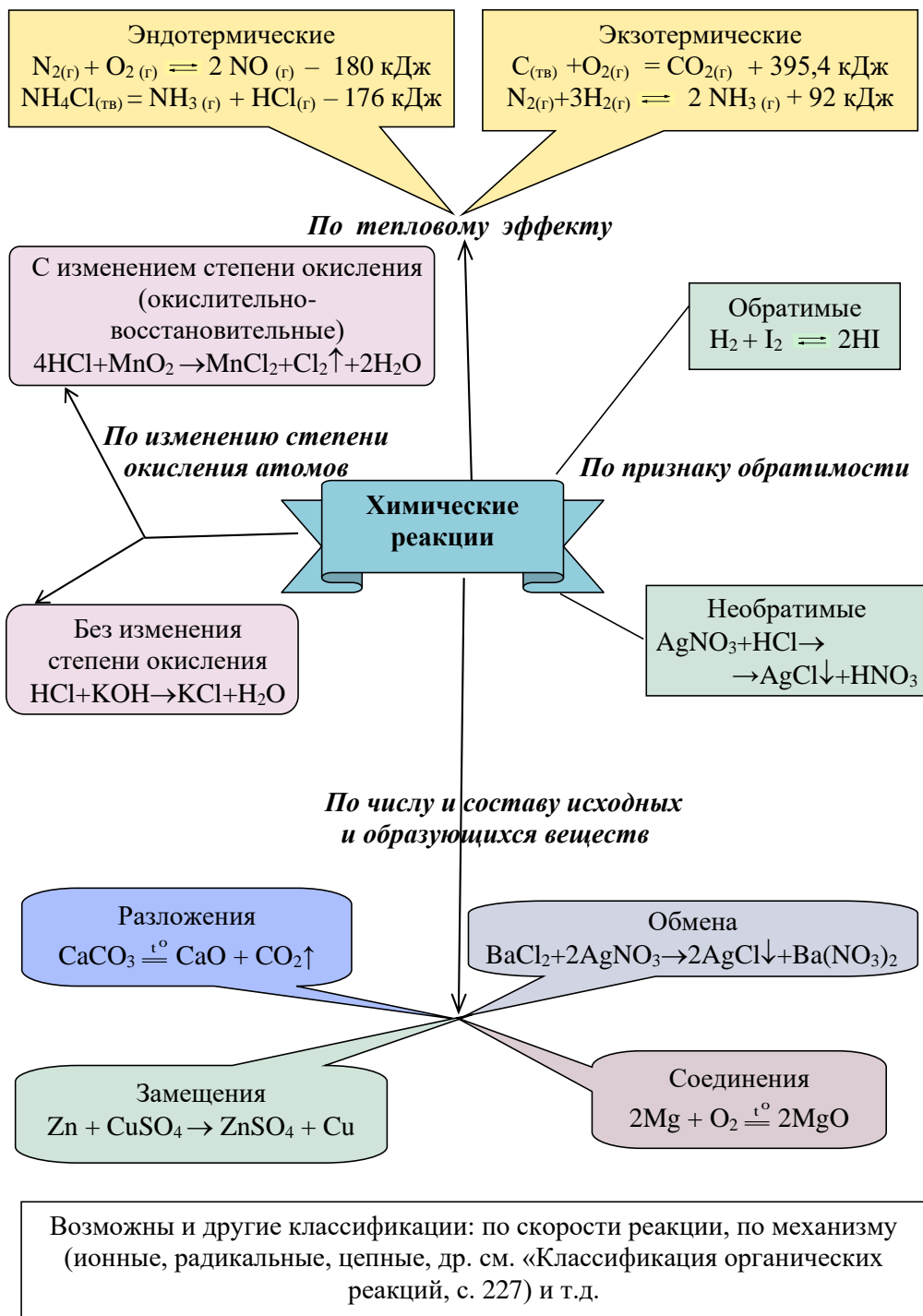
Классификация химических реакций

Химическая реакция – явление, при котором одни вещества превращаются в другие

Классификация по числу и составу веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции:

Изменение числа исходных и образующихся веществ	Без изменения степени окисления	С изменением степени окисления (окислительно-восстановительные)
СОЕДИНЕНИЯ – из нескольких реагирующих веществ получается одно вещество (частный случай – реакция полимеризации). Приводит к образованию более устойчивых и менее богатых энергией соединений:		
$A + B + C \Rightarrow D$ несколько веществ простого состава \Rightarrow продукт более сложного состава	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$	<i>межмолекулярные</i> $2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$ $2(NO_2)_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$ $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
РАЗЛОЖЕНИЯ – образование нескольких соединений из одного сложного:		
$A \Rightarrow B + C + D$ сложное вещество \Rightarrow несколько веществ более простого состава	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CuO + H_2O$ $BaSO_3 \xrightarrow{t^o} BaO + SO_2$ $NH_4Cl \xrightarrow{t^o} NH_3 + HCl$	<i>внутримолекулярные</i> $4HNO_3 \xrightarrow{t^o} 2H_2O + 4NO_2 + O_2 \uparrow$ $2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t^o} 2PbO + 4NO_2 + O_2 \uparrow$ <i>диспропорционирования</i> $4KClO_3 \xrightarrow{t^o} 3KClO_4 + KCl$
ЗАМЕЩЕНИЯ – простое вещество взаимодействует со сложным, образуется другое простое вещество и другое сложное вещество:		
$A + BC \Rightarrow AB + C$ простое + сложное \Rightarrow сложное + простое	Обычно – с изменением степени окисления	<i>межмолекулярные</i> $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2 \uparrow$
ОБМЕНА – между двумя соединениями, которые обмениваются своими составными частями (протекает при удалении продуктов из сферы реакции в виде газа, осадка, малодиссоциирующих соединений):		
$AB + CD \rightleftharpoons AC + BD$	$AgNO_3 + KBr = AgBr \downarrow + KNO_3$ <i>Нейтрализации</i> $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ <i>Гидролиза</i> $CH_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH$	Обычно без изменения степени окисления

Классификация химических реакций

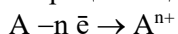


Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называются реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов элементов реагирующих веществ

ОВР

Окисление – процесс отдачи электронов атомом, молекулой, ионом:



A – **восстановитель**

Восстановление – процесс принятия электронов атомом, молекулой, ионом:



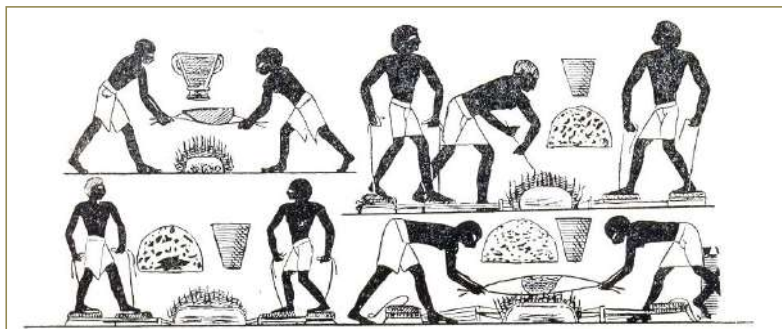
A – **окислитель**

Окислители – атомы, молекулы, ионы, которые принимают электроны

Восстановители – атомы, молекулы, ионы, которые отдают электроны

Окислитель в реакции восстанавливается, **восстановитель** – окисляется

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



*Выплавка золотоносной руды в древнем Египте
Выплавка металлов – это ряд окислительно-восстановительных реакций*

Важнейшие восстановители и окислители

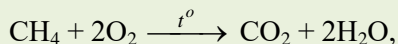
ВОССТАНОВИТЕЛИ $A - n \bar{e} \rightarrow A^{n+}$	ОКИСЛИТЕЛИ $A + n \bar{e} \rightarrow A^{n-}$	Вещества, проявляющие ДВОЙСТВЕННОСТЬ
Простые вещества:		
атомы металлов неметаллы – углерод C, водород H ₂ .	галогены (F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂), кислород (O ₂), озон (O ₃)	сера, галогены
Сложные вещества:		
содержат атомы в низшей степени окисления ▪ бескислородные кислоты (HF, HCl, HBr, HI, H ₂ S), их соли, ▪ гидриды металлов и неметаллов (KH, NaN, CaH ₂ , NH ₃ , PH ₃), ▪ оксид углерода (II) CO, ▪ органические соединения: спирты, HCOOH, (COOH) ₂ , глюкоза, ▪ катод при электролизе	содержат атомы в высшей степени окисления ▪ кислородсодержащие кислоты (HNO ₃ , конц. H ₂ SO ₄ , H ₂ SeO ₄), соли (KMnO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇), перхлораты, нитраты ▪ «царская водка» (конц. HNO ₃ +3HCl), ▪ оксиды (Ag ₂ O, CuO), ▪ соединения, в которых металлы имеют высшую степень окисления (FeCl ₃ , CeCl ₄), ▪ ионы благородных металлов (Ag ⁺ , Au ³⁺ и др.), ▪ анод при электролизе	содержат атомы в промежуточной степени окисления ▪ кислородсодержащие молекулы: K ₂ MnO ₄ , HNO ₂ , H ₂ SO ₃ , KClO ₃ , FeSO ₄ , ▪ пероксид водорода H ₂ O ₂ , ▪ дисульфид железа FeS ₂ , ▪ оксиды NO ₂ , MnO ₂

Значение окислительно-восстановительных реакций

ОВР – самые распространённые реакции. Они основа процессов жизнедеятельности, фотосинтеза растений, процессов дыхания и питания

животных и людей: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{h\nu, \text{хлорофилл}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$.

ОВР протекают в технологических процессах, при сжигании топлива:



при получении металлов: $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$,

Синтез фармацевтических препаратов, электрохимические процессы, приготовление пищи и хранение пищевых продуктов основаны на ОВР.

Благодаря ОВР происходит превращение химической энергии в электрическую в гальванических элементах и аккумуляторах

Классификация ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Межмолекулярные	<p>Реакции, в которых окислитель и восстановитель – разные вещества (простые или сложные):</p> $\begin{array}{ccccccc} +2 & 0 & +4 \\ 2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 \\ +3 & -2 & +2 & 0 \\ 2\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NO}\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$
Внутримолекулярные	<p>Реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества (могут быть вызваны действием температуры, облучения и т.д.):</p> $\begin{array}{ccccccc} +5 & -2 & -1 & 0 \\ 2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ \text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow \\ -3 & +6 & 0 & +3 \\ (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow \end{array}$
Диспропорционирования (расхождения, дисмутации, самоокисления – самовосстановления)	<p>Реакции, в которых окислитель и восстановитель один и тот же атом молекулы или иона (находится в промежуточной степени окисления):</p> $\begin{array}{ccccccc} 0 & -1 & +1 & +4 & +3 & +5 \\ \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}; & (\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3 \end{array}$
Репропорционирования (конмутации, контрпропорционирования)	<p>Реакции, в которых участвуют вещества, которые содержат атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления</p> $\begin{array}{ccccccc} -3 & +5 & +1 & 0 & +2 & +1 \\ \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}; & \text{Cu} + \text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{CuCl} \end{array}$
Прочие случаи ОВР	<p>Реакции, при которых одновременно восстанавливаются или окисляются атомы нескольких химических элементов, входящих в состав сложного вещества:</p> $\begin{array}{ccccccc} +2 & -1 & 0 & +3 & -2 & +4 & -2 \\ 4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \\ +3 & -2 & 0 & +5 & -2 & +6 & -2 \\ \text{As}_2\text{S}_3 + 7\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4\uparrow \end{array}$

Составление уравнений ОВР

I. Подбор коэффициентов по методу электронного баланса:

Пример:

1. Записать схему реакции	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
2. Найти окислитель и восстановитель	Al – восстановитель; O_2 – окислитель
3. Написать схемы окисления и восстановления	$\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3}$ $\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{O}^{-2}$
4. Сбалансировать заряды	$\text{Al}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^{+3}$ 4 $\text{O}_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2}$ 3
5. Суммировать реакции процессов окисления и восстановления	$4\text{Al}^0 + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Al}^{+3} + 6\text{O}^{-2}$
6. Найти коэффициенты	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$

II. Подбор коэффициентов по методу электронно-ионного баланса:
(метод полуреакций) – только в растворах электролитов

Пример:

1. Записать схему реакции	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
2. Найти окислитель и восстановитель	KMnO_4 (MnO_4^-) – окислитель HCl (Cl^-) – восстановитель
3. Определить, какие ионы действительно существуют	
4. Записать полуреакции окисления и восстановления ионов	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ процесс восстановления $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ процесс окисления
5. Сбалансировать число атомов в каждой из полуреакций, добавляя H^+ или H_2O в кислой среде, OH^- или H_2O в щелочной среде	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
6. Уравнять количество электронов (зарядов)	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ 2 $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$ 5
7. Суммировать полуреакции в полное ионное уравнение	$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{Cl}^- \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2$
8. Записать полное уравнение реакции в молекулярном виде	$2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$

Влияние различных факторов на ОВР

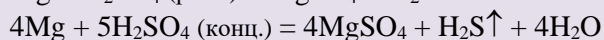
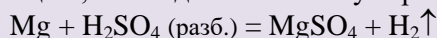
ТЕМПЕРАТУРА

повышение температуры, как правило, повышает скорость реакции иногда влияет на путь ОВР:



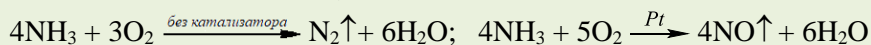
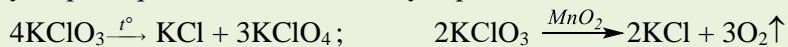
КОНЦЕНТРАЦИЯ

увеличение концентрации окислителя или восстановителя ускоряет реакцию, а иногда влияет на путь реакции:



КАТАЛИЗАТОРЫ

ускоряют реакцию, изменяют путь реакции:



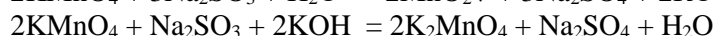
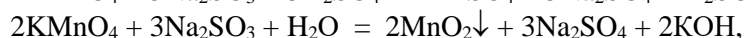
СРЕДА

влияет на путь реакции

Восстановление KMnO_4

среда	кислая (H_2SO_4)	нейтральная и слабощелочная	щелочная (KOH)
процесс восстановления	$\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$	$\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$	$\text{Mn}^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
продукт	MnSO_4 бесцветный раствор	$\text{MnO}_2\downarrow$ тёмно-бурый осадок	K_2MnO_4 раствор изумрудно- зелёного цвета

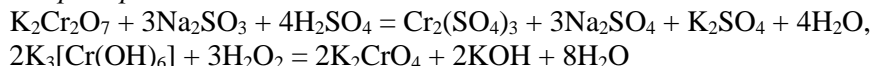
Например:



Восстановление $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4

среда	кислая (H_2SO_4)	нейтральная и слабощелочная	щелочная (KOH)
процесс восстановления	$Cr^{+6} + 3e \rightarrow Cr^{+3}$		
продукт	$Cr_2(SO_4)_3$	$Cr(OH)_3 \downarrow$	$K_3[Cr(OH)_6]$
	раствор грязно-зелёного цвета	осадок сине-зелёного цвета	раствор зелёного цвета

Например:

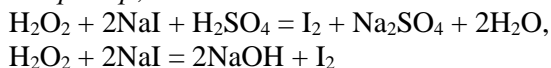


Пероксид водорода H_2O_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность, то есть может быть и окислителем, и восстановителем

Восстановление H_2O_2

среда	кислая	нейтральная и щелочная
процесс восстановления	$2(O^{-1}) + 2e \rightarrow 2O^{-2}$	
продукт	H_2O	MOH М – металл

Например,



Окисление H_2O_2

процесс окисления	$2(O^{-1}) - 2e \rightarrow O_2^0$	Например, $H_2O_2 + I_2 = 2HI + O_2$
-------------------	------------------------------------	--------------------------------------

Диспропорционирование H_2O_2 :

процесс восстановления	$2(O^{-1}) + 2e \rightarrow 2O^{-2}$	$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$
процесс окисления	$2(O^{-1}) - 2e \rightarrow O_2$	

Концентрированные водные растворы пероксида водорода H_2O_2 воспламеняют органические вещества, многие металлы, а возникающий огонь часто невозможно потушить песком или с помощью огнетушителя, так как горение идёт даже без доступа воздуха.

Это свойство стало причиной запрета на все публикации, о пероксиде водорода в Германии с 1934 г. H_2O_2 называли «аурол», «оксилин», «топливо Т». На его основе были разработаны высокоэффективные энергетические установки для окисления топлива в двигателях подводных лодок, самолётов, а позже – для ракет ФАУ-1 и ФАУ-2

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
при 25°C (298 К) (см. стр. 68)**

<i>Полуреакции</i>	<i>E⁰, в</i>
$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^-$	2,87
$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,52
$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1,46
$ClO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightarrow Cl^- + 3H_2O$	1,45
	$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$ 1,42
$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,35
$2NO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} \rightarrow N_2 + 6H_2O$	1,24
	$Pt^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pt$ 1,20
$Br_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^-$	1,07
$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + 2H_2O$	0,96
$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
	$Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Hg$ 0,86
	$Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag$ 0,80
$NO_3^- + 2H^+ + \bar{e} \rightarrow NO_2 + H_2O$	0,78
	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ 0,77
$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,57
$MnO_4^- + \bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-}$	0,54
$I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-$	0,54
	$Cu^+ + \bar{e} \rightarrow Cu$ 0,52
	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$ 0,34
	$Bi^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Bi$ 0,23
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow SO_2 + 2H_2O$	0,20
$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8\bar{e} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$	0,15
	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$ 0,00
	$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb$ -0,13
	$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$ -0,14
	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$ -0,25
	$Co^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Co$ -0,28
	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$ -0,40
	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$ -0,44
$S + 2\bar{e} \rightarrow S^{2-}$	-0,45
	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr$ -0,71
	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$ -0,76
	$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn$ -1,05
	$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al$ -1,67
	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mg$ -2,34
	$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$ -2,71
	$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca$ -2,87
	$Ba^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ba$ -2,90
	$K^+ + \bar{e} \rightarrow K$ -2,92
	$Li^+ + \bar{e} \rightarrow Li$ -3,02

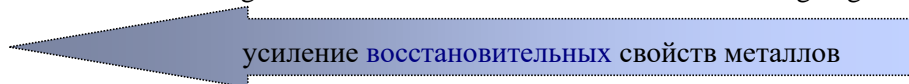
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Понятие	Определение
Электрохимия	Наука, изучающая процессы, сопровождающиеся переносом электрона через границу раздела фаз
Электрод	Пластика металла (другого материала), погружённая в раствор или расплав электролита
Анод	Электрод, соединённый с положительным полюсом источника тока
Нерастворимый (инертный) анод	Анод из угля, графита, платины, иридия
Растворимый анод	Анод из меди, серебра, кадмия, цинка, других металлов
Катод	Электрод, соединённый с отрицательным полюсом источника тока
Стандартный электродный потенциал	<p>Энергия окислительно-восстановительной реакции E°</p> $\Xi^{n+} + n \bar{e} \rightarrow \Xi^0$ <p>при концентрации раствора 1 моль/л, $T = 298,15 \text{ К}$, $P = 101\,325 \text{ Па}$. Для полуреакции $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$ стандартный электродный потенциал принимают за 0.</p>
Электрохимический ряд напряжений металлов	Расположение металлов в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов E°
Электролиз	Совокупность окислительно-восстановительных реакций, которые протекают под действием электрического тока на электродах (в растворе или расплаве электролита)
Гальванический элемент	Устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительных реакций преобразуется в электрическую. Состоит из двух типов проводников: 1 рода (металлы) и 2 рода (электролиты)

Ряд напряжений

Электрохимический ряд напряжений металлов

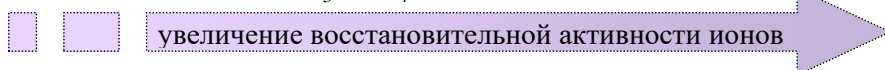
Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H₂ Cu Hg Ag Pt Au



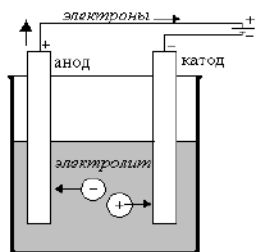
-3,02 -2,93 -2,7 2,37 -1,6 -0,7 -0,45 **E°, В** 0,13 0,0 0,8 1,18 1,5

Электрохимический ряд напряжений анионов

F⁻ NO₃⁻ SO₄²⁻ OH⁻ Cl⁻ Br⁻ I⁻ S²⁻



- Алгебраическое значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала характеризует окислительную активность соответствующей окисленной формы. Сопоставление значений **E°** позволяет ответить на вопрос: протекает ли та или иная окислительно-восстановительная реакция?
- Щелочные и щелочноземельные металлы (активные металлы) вытесняют H₂ из воды, сильных и слабых кислот, **не обладающих окислительными свойствами аниона** (HCl, HBr, HI, H₂SO₄(разб.), H₃PO₄, CH₃COOH и др.).
- Металлы средней активности (от Mg до H₂) вытесняют водород из кислот и перегретого водяного пара.
- Неактивные металлы (стоят после H₂) водород из кислот не вытесняют.
- Каждый металл вытесняет все последующие металлы из растворов их солей. Исключение: щелочные и щелочноземельные металлы, которые реагируют не с солью, а с водой.
- Все металлы (кроме Au, Pt, Os, Rh, Ta) взаимодействуют без выделения водорода: а) с разбавленной HNO₃, б) с концентрированными H₂SO₄ и HNO₃ (при обычной температуре не взаимодействуют также Cr, Fe, Al)



Электролиз – совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих под действием электрического тока на электродах, погружённых в раствор или расплав электролита

Катод: $K^+ + n \bar{e} \rightarrow$ восстановление

Анод: $A^- - n \bar{e} \rightarrow$ окисление

Электролиз расплавов						
К:	На катоде идет процесс восстановления катиона					
А:	Анион не содержит кислород		Кислородсодержащий анион			
	На аноде – процесс окисления аниона		На аноде – процесс окисления аниона с выделением O ₂ ↑			
примеры	NaCl ⇌ Na ⁺ + Cl ⁻		NaOH ⇌ Na ⁺ + OH ⁻			
	К:	Na ⁺ + ē → Na	2	К:	Na ⁺ + ē → Na	4
	А:	2Cl ⁻ - 2ē → Cl ₂ ↑	1	А:	4OH ⁻ - 4ē → 2H ₂ O + O ₂ ↑	1
	2NaCl $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ 2Na+Cl ₂ ↑		4NaOH $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ 4Na + 2H ₂ O + O ₂ ↑			
			Na ₂ SO ₄ ⇌ 2 Na ⁺ + SO ₄ ²⁻			
	К: Na ⁺ + ē → Na		4			
	А: 2SO ₄ ²⁻ - 4 ē → 2SO ₃ + O ₂		1			
	4Na+2SO ₄ ²⁻ → 4Na+ 2 SO ₃ ↑ + O ₂ ↑					
	2Na ₂ SO ₄ $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ 4Na + 2SO ₃ ↑+O ₂ ↑					

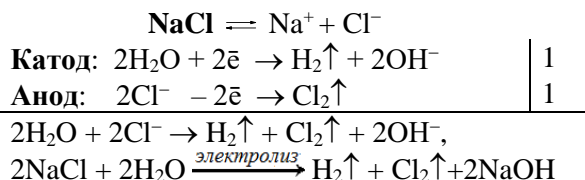
Электролиз растворов

На катоде	от Li^+ до Al^{3+}	от Mn^{2+} до Pb^{2+}	H	от Cu^{2+} до Au^{3+}
	Восстанавливаются молекулы воды	Восстанавливаются ионы металла и молекулы воды		Восстанавливаются только ионы металла
	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$ $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$		$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$
	Если в растворе присутствуют катионы различных металлов – выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения величин E°			

На аноде	Инертный анод (C, Pt, Ir)	Анион не содержит кислород	Кислородсодержащий анион и F ⁻
		(Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , S ²⁻ , кроме F ⁻) а также OH ⁻	(NO ₃ ⁻ , SO ₄ ²⁻ , HSO ₄ ⁻ , CO ₃ ²⁻ и т.д.) кроме OH ⁻
		Окисляется анион	Окисляется вода с выделением O ₂ ↑
		2 Cl ⁻ – 2ē → Cl ₂ ↑; 4OH ⁻ – 4ē → 2H ₂ O + O ₂ ↑	2H ₂ O – 4ē → 4H ⁺ + O ₂ ↑
	Растворимый анод из металла М	Окисляется (растворяется) анод, но не анион	
		М → М ⁿ⁺ + nē (во внешнюю электрическую цепь)	
		Cu ⁰ – 2ē → Cu ²⁺ , Ag ⁰ – ē → Ag ⁺	

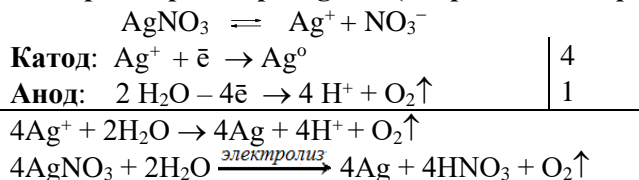
Примеры электролиза водных растворов.

• Электролиз водного раствора NaCl (инертные электроды)



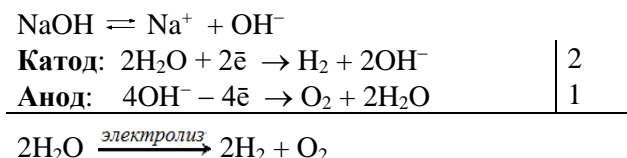
На катоде
восстанавливаются
молекулы воды

• Электролиз раствора AgNO₃ (инертные электроды)



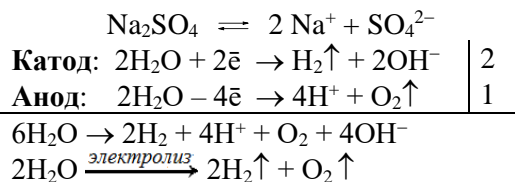
На аноде окисляются
молекулы воды

• Электролиз раствора NaOH (инертные электроды)



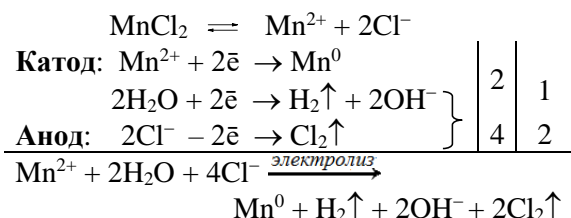
На катоде выделяется
водород, а на аноде –
кислород

• Электролиз раствора Na₂SO₄ (инертные электроды)



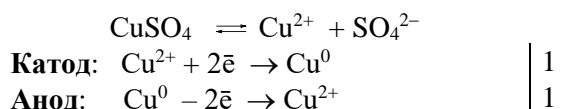
При электролизе водного раствора соли активного металла и кислородсодержащей кислоты на катоде выделяется водород, на аноде – кислород. Электролиз сводится к электролитическому разложению воды

• Электролиз раствора MnCl₂ (инертные электроды)



На катоде одновременно
с Mn восстанавливаются
молекулы воды

• Электролиз раствора CuSO₄ (электроды из меди)



На катоде осаждается
медь из раствора, анод
из меди растворяется

Законы Фарадея

Первый закон Фарадея	Масса выделяемого при электролизе вещества пропорциональна количеству протекшего через раствор электричества и не зависит от других факторов
Второй закон Фарадея	Равные количества электричества выделяют при электролизе из различных химических соединений эквивалентные количества веществ
Постоянная Фарадея F	F характеризует количество электричества, необходимое для выделения 1 эквивалентной массы вещества ($F = 96\,500 \text{ Кл/моль} = 26,8 \text{ А} \times \text{час/моль}$)
Объединённая формула первого и второго законов Фарадея	<p>Для выделения из раствора электролита одного эквивалента любого вещества нужно пропустить через раствор 96 500 кулонов электричества:</p> $m = \frac{M_{\text{э}}}{F} \times Q = \frac{M}{k \cdot e \cdot F} \times I \cdot t ,$ <p> F – константа Фарадея $F = 96\,500 \text{ Кл}$ m – масса образовавшегося при электролизе вещества (г), $M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента вещества (г/моль), M – молярная масса вещества (г/моль), $k \cdot e$ – количество отдаваемых или принимаемых электронов, I – сила тока (А), t – продолжительность процесса (с) </p>

При электролизе электрическая энергия превращается в химическую. Электролиз – основной метод получения многих веществ: неметаллов F_2 , Cl_2 , H_2 , O_2 ; щелочных металлов, алюминия, NaOH



Майкл Фарадей за работой в лаборатории Королевского института в Лондоне

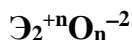
Во время Крымской войны (1853-1856) правительство Великобритании предложило Фарадею участвовать в разработке химического оружия против русской армии. Фарадей отверг это предложение как аморальное

Основные классы неорганических соединений



ОКСИДЫ

Оксидами называются бинарные соединения кислорода со степенью окисления (с.о.) -2



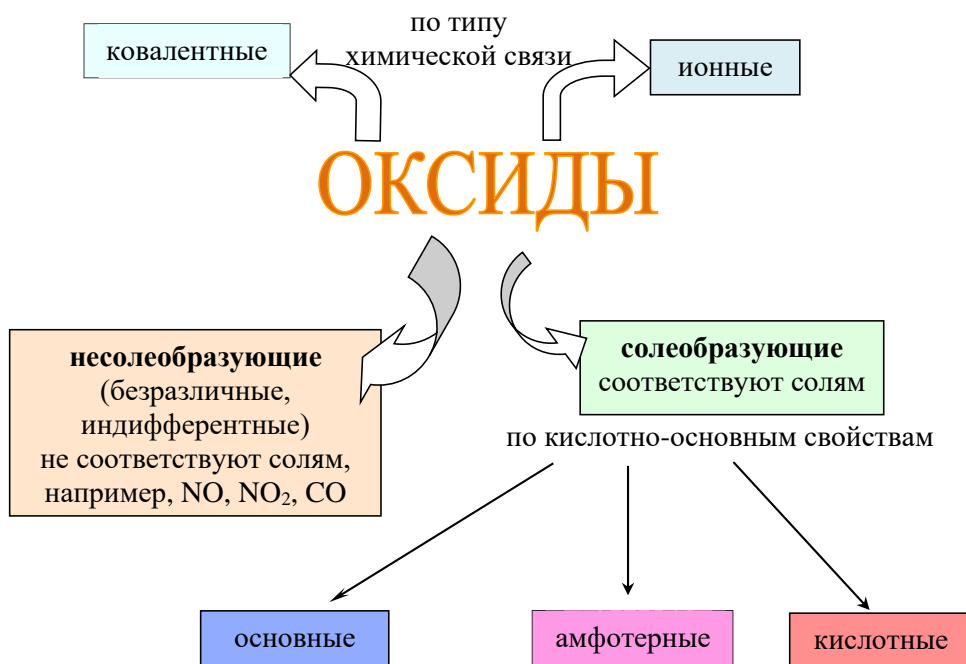
Номенклатура

Название оксида = «оксид» + название элемента (в родительном падеже) + с.о. элемента (римскими цифрами)

Например: Cu_2O – оксид меди (I), CuO – оксид меди (II)

Если элемент имеет постоянную с.о., её в названии не указывают

Классификация



Получение **оксидов**

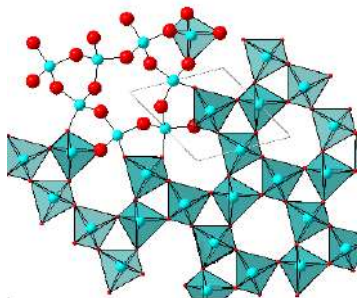
Взаимодействием простых веществ с кислородом	
металл + O ₂ → оксид; 2Zn + O ₂ = 2ZnO	неметалл + O ₂ → оксид; S + O ₂ = SO ₂ ↑
Термическим разложением	
▪ Нерастворимых оснований	
Нерастворимое основание $\xrightarrow{t^\circ}$ основный (амфотерный) оксид + H ₂ O Mg(OH) ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ MgO + H ₂ O; 2Al(OH) ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ Al ₂ O ₃ + 3H ₂ O*	
▪ Некоторых солей	
Соль $\xrightarrow{t^\circ}$ основный (амфотерный) оксид + кислотный оксид CaCO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ CaO + CO ₂ ↑; 2Mg(NO ₃) ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 2MgO + 4NO ₂ ↑ + O ₂ ↑; Ca(HCO ₃) ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ CaO + 2CO ₂ ↑ + H ₂ O; (CuOH) ₂ CO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ 2CuO + CO ₂ ↑ + H ₂ O	
▪ Разложением некоторых кислородсодержащих кислот	
Кислота $\xrightarrow{t^\circ}$ кислотный оксид + H ₂ O; H ₂ SO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ SO ₂ ↑ + H ₂ O	
Взаимодействием простых веществ с кислотами -окислителями	
Простое вещество + кислота → оксиды C + 4HNO ₃ (конц.) $\xrightarrow{t^\circ}$ CO ₂ ↑ + 4NO ₂ ↑ + 2H ₂ O	
При действии водоотнимающих веществ на некоторые кислоты и соли	
4HNO ₃ + P ₄ O ₁₀ = (HPO ₃) ₄ + 2N ₂ O ₅ ; 2KMnO ₄ + H ₂ SO ₄ (конц.) = K ₂ SO ₄ + Mn ₂ O ₇ + H ₂ O; 2KClO ₄ + H ₂ SO ₄ (конц.) = K ₂ SO ₄ + Cl ₂ O ₇ + H ₂ O	
Горением сложных веществ	
Сложное вещество + O ₂ → оксиды C ₃ H ₈ + 5O ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 3CO ₂ ↑ + 4H ₂ O; 2ZnS + 3O ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 2ZnO + 2SO ₂ ↑	
Вытеснением летучего оксида менее летучим (при высокой t°)	
При нагревании солей с кислотными оксидами Na ₂ CO ₃ + SiO ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ Na ₂ SiO ₃ + CO ₂ ↑; 2Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 6SiO ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 6CaSiO ₃ + P ₄ O ₁₀ ; 2Na ₂ SO ₄ + 2B ₂ O ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ 4NaBO ₂ + 2SO ₂ ↑ + O ₂ ↑; 4NaNO ₃ + 2Al ₂ O ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ 4NaAlO ₂ + 4NO ₂ ↑ + O ₂ ↑	
Разложением или восстановлением высших оксидов и окислением низших	
4CrO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ 2Cr ₂ O ₃ + 3O ₂ ↑; Fe ₂ O ₃ + CO $\xrightarrow{t^\circ}$ 2FeO + CO ₂ ↑; 4FeO + O ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 2Fe ₂ O ₃ ; SO ₂ + O ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ SO ₃	

*Термическое разложение гидроксидов при высоких температурах (>1000°C) приводит к получению оксидов в малоактивной форме (не растворяются ни в **кислотах**, ни в **щелочах**) – «пассивация оксидов»

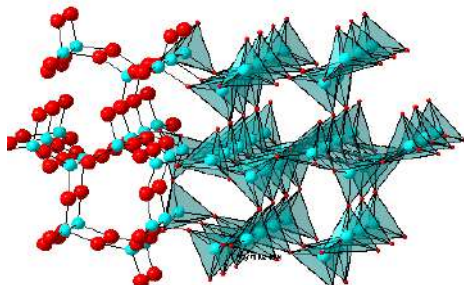
Свойства солеобразующих **оксидов**

Основные	Кислотные	Амфотерные
Оксиды, которым соответствуют основания	Оксиды, которым соответствуют кислоты	Оксиды, которые обладают и кислотными, и основными свойствами
оксиды s -элементов (кроме BeO) и Bi_2O_3 d -элементов в с.о. +1, +2 (кроме ZnO, CuO)	оксиды неметаллов и d -элементов в с.о. +5, +6, +7	оксиды металлов 13–15 групп, d -элементов в с.о. +3, +4, а также BeO, ZnO, CuO, H_2O
Физические свойства		
Твёрдые вещества с высокой температурой плавления. Оксиды s -элементов белого цвета, Cu_2O – красного, FeO – коричневого, NiO – зелёного цвета	Могут быть твёрдыми (P_4O_{10} , B_2O_3), жидкими (SO_3 , N_2O_3), газообразными (CO_2 , SO_2)	Твёрдые вещества с довольно высокой температурой плавления. Большинство оксидов белого цвета (Al_2O_3 , ZnO, BeO), другие: CuO – чёрного, Cr_2O_3 – зелёного цвета, H_2O – жидкость

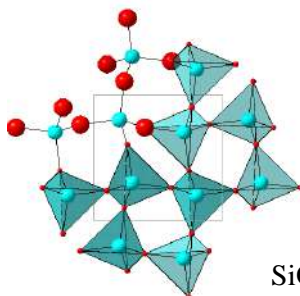
В природе **оксиды** встречаются в виде минералов



SiO_2 – кварц



SiO_2 – тридимит

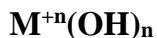


SiO_2 – кристобалит

Химические свойства оксидов

Основные	Кислотные	Амфотерные
Взаимодействие с водой		
образуют щёлочи оксиды s -элементов (кроме BeO и MgO), $K_2O + H_2O = 2 KOH$, $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$	образуют кислоты $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ Исключения: $SiO_2, TeO_3, WO_3, MoO_3$	не взаимодействуют —
Взаимодействие с кислотами (образуют соль и воду)		
$K_2O + 2HCl = 2KCl + H_2O$ $BaO + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + H_2O$	не взаимодействуют —	$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$ $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
Взаимодействие оксидов между собой с образованием солей		
с кислотными и с амфотерными	с основными и с амфотерными	с кислотными и с основными
$K_2O + SO_2 = K_2SO_3$ $BaO + SO_2 = BaSO_3$	$SO_3 + Na_2O = Na_2SO_4$ $CO_2 + Na_2O = Na_2CO_3$	$ZnO + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_4$ $BeO + SO_2 \xrightarrow{t^\circ} BeSO_3$
при сплавлении, t° : $K_2O + ZnO \xrightarrow{\text{сплавл.}} K_2ZnO_2$ $BaO + ZnO \xrightarrow{\text{сплавл.}} BaZnO_2$	$SO_3 + ZnO \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_4$ $P_4O_{10} + 2Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 4AlPO_4$	$ZnO + Na_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2ZnO_2$
Взаимодействие с гидроксидами с образованием солей		
только с амфотерными :		только со щёлочами
$K_2O + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{сплавл.}} K_2ZnO_2 + H_2O$ $K_2O + Zn(OH)_2 + H_2O \xrightarrow{t^\circ} K_2[Zn(OH)_4]$ $BaO + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} Ba[Zn(OH)_4]$	$SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$ $P_4O_{10} + 4Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} 4AlPO_4 + 6H_2O$	$ZnO + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ, \text{сплавл.}} Na_2ZnO_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH + H_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2[Zn(OH)_4]$
Взаимодействие с солями при нагревании (только когда менее летучий оксид вытесняет более летучий)		
не взаимодействуют	$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$ $2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} 6CaSiO_3 + P_4O_{10}$	$4KNO_3 + 2Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 4KAlO_2 + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$ $2K_2SO_4 + 2B_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 4KBO_2 + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
Окислительно-восстановительные реакции		
$4FeO + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$ $2MnO + O_2 = 2MnO_2$	$CO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} 2CO \uparrow$ $2SO_2 + O_2 = 2SO_3 \uparrow$ $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$	$MnO_2 + 4HCl = Cl_2 \uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$ $Fe_2O_3 + 3Cl_2 + 10KOH \xrightarrow{t^\circ} 2K_2FeO_4 + 6KCl + 5H_2O \uparrow$

ОСНОВАНИЯ



Основания – химические соединения, которые в процессе электролитической диссоциации образуют в качестве катионов ионы металла M^{+n} (или NH_4^+), а анионов – гидроксид-ионы

Номенклатура

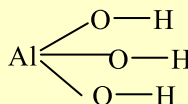
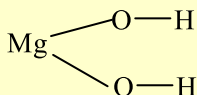
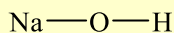
Название основания = «гидроксид» + название металла (в родительном падеже) + с.о. металла (римскими цифрами)

Например: KOH – гидроксид калия (если металл имеет постоянную с.о., её не указывают), CuOH – гидроксид меди (I), Cu(OH)₂ – гидроксид меди (II)

Классификация оснований



Графические изображения формул оснований



Получение оснований

Растворимые основания (щёлочи)	Малорастворимые основания	
	Основные гидроксиды	Амфотерные гидроксиды
Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	Действие щёлочи на водные растворы солей $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Cs}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{CsOH}$	Действие строго экви- валентного количества щёлочи на водные растворы солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ Часто амфотерные $\text{Э}(\text{OH})_3$ существуют в мета-форме. Например, $\text{AlO}(\text{OH})$ – мета-гидроксид Al; $\text{FeO}(\text{OH})$ – мета-гидроксид Fe^{+3} ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ не существует
Взаимодействие оксидов щелочных и щелочно- земельных металлов с водой $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$		
Электролиз растворов солей $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\rightarrow 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$		
Разложением водой гидридов, карбидов, нитридов, фосфидов, др.		
$\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3\uparrow$ $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$	$\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} =$ $= 2\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow$	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} =$ $= 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$

Физические свойства оснований

Растворимые основания (щёлочи)	Малорастворимые основания	
	Основные	Амфотерные
Основания, растворимые в воде	Малорастворимые и нерастворимые в воде гидроксиды	
Гидроксиды металлов 1,2 групп (<i>кроме</i> $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$), а также NH_4OH ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)	Гидроксиды <i>d</i> -элементов в с.о. +1, +2, а также $\text{Bi}(\text{OH})_3$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Гидроксиды металлов 13, 14 групп, <i>d</i> -элементов в с.о. +3, +4, а также $\text{M}(\text{OH})_2$, где М – Be, Cu, Zn. Диссоциируют с одновременным образованием катионов $[\text{H}_3\text{O}^+]$ и OH^-
Твёрдые вещества (кроме NH_4OH) белого цвета	Твёрдые вещества различных цветов ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ – голубого цвета, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ($\text{FeO}(\text{OH})$) – красноватого цвета)	
Изменяют цвет индикатора: лакмус – синий , метилоранж – жёлтый , фенолфталеин – малиновый	Не изменяют цвет индикатора	

Химические свойства **оснований**

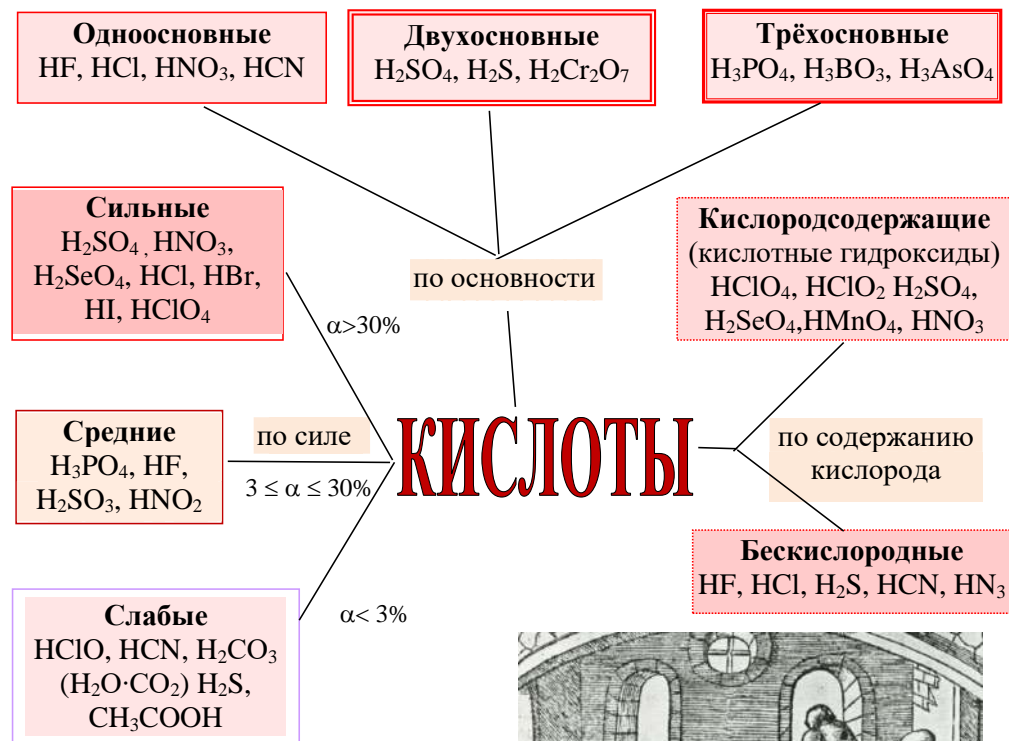
Растворимые основания (щёлочи)	Малорастворимые основания	
	Основные	Амфотерные
Взаимодействие с кислотами (с образованием соли и воды)		
$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$ $= \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} =$ $= \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие со щелочами (с образованием комплексной соли)		
—	—	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow$ <i>сплав.</i> $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}$ (раствор) $\rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
Взаимодействие с оксидами (с образованием соли и воды)		
<i>с кислотными и амфотерными оксидами:</i>		<i>с основными и кислотными</i>
$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{\text{сплав.}}$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{Fe}(\text{AlO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{SrO} \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{SrZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 =$ $= \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с растворами солей (с образованием нового основания и новой соли)		
$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 =$ $= 2 \text{KOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$	—	—
Термическое разложение (с образованием оксида и воды)		
—	$\text{Mn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
С некоторыми неметаллами:		
$3\text{KOH} + \text{P}_4 + 3\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{PH}_3 \uparrow + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$ $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $6\text{NaOH} + 3\text{S} \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2 \uparrow$		
С активными металлами гидроксиды которых амфотерны		
$2\text{KOH} + \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow$ $6\text{NaOH} + 2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} =$ $= 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2 \uparrow$		
С комплексообразующими веществами		
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{HCN} = \text{H}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4] + 2\text{H}_2\text{O}$	

КИСЛОТЫ

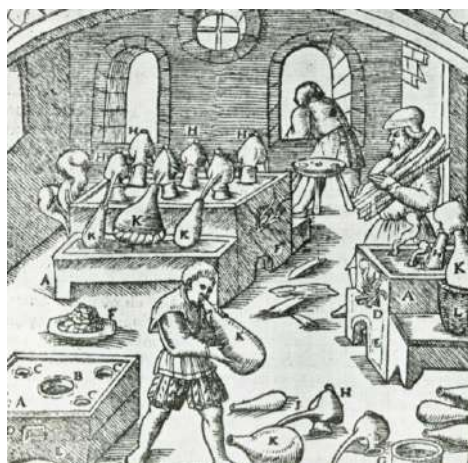


Кислоты – химические соединения, которые в процессе электролитической диссоциации образуют в качестве катионов только катионы H^+ (и продукты его гидратации, например, катион гидроксония, $[\text{H}_3\text{O}^+]$)

Классификация кислот

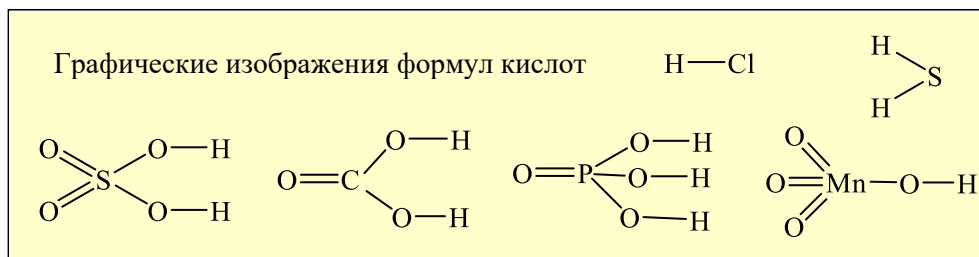


Получение кислот соляной и азотной перегонкой.
Из книги Георгия Агриколы
«О горном деле и металлургии».
Базель, 1556 г.



Номенклатура

Бескислородные		Кислородсодержащие		
Название кислоты = название элемента + «о» + водородная кислота		Название кислоты = название элемента+суффикс (-н-, -ов-, -оват-, -ист-, -оватист-) + -ая кислота → уменьшение с.о.		
HF	фтороводородная кислота	+7 HClO ₄ – хлорная кислота		
HCl	хлороводородная кислота	+5 HClO ₃ , – хлорноватая кислота		
HBr	бромоводородная кислота	+3 HClO ₂ , – хлористая кислота		
HI	иодоводородная кислота	+1 HClO – хлорноватистая кислота		
H ₂ S	сероводородная кислота	+6 H ₂ SO ₄ – серная кислота		
HCN	циановодородная кислота	+4 H ₂ SO ₃ – сернистая кислота		
Другие (несистемные) названия:		HMnO ₄ – марганцовая кислота H ₂ MnO ₄ – марганцовистая кислота		
HF	плавиковая кислота	H ₃ PO ₄	ортофосфорная	орто- содержит H ₂ O
HCl	соляная кислота	HPO ₃	метафосфорная	мета- без H ₂ O
HCN	синильная кислота			



Физические свойства **кислот**

Большинство кислот – жидкие вещества; твёрдые кислоты: H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_5IO_6
Многие кислоты хорошо растворяются в воде
Растворы кислот имеют кислый вкус
Большинство кислот – бесцветны: H_2CrO_4 – жёлтого, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – оранжевого, HMnO_4 – малинового цвета
Изменяют цвет индикаторов: лакмус – красный, метилоранж – красный, фенолфталеин – бесцветный

Силу **кислот** качественно можно оценить по правилу Полинга. Для кислот с формулой H_nEO_m чем больше величина $(m-n)$, тем сильнее кислота.

Так, например, для $HClO$ $(m-n) = 0$ – очень слабая **кислота**,

для $HClO_2$ $(m-n) = 1$ – слабая **кислота**,

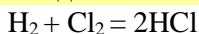
для $HClO_3$ $(m-n) = 2$ – сильная **кислота**,

для $HClO_4$ $(m-n) = 3$ – очень сильная **кислота**,

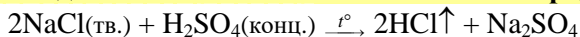
Получение **кислот**

Бескислородных **кислот**,

Взаимодействие простых веществ с водородом:

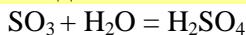


Взаимодействием кислот с солями бескислородных кислот:



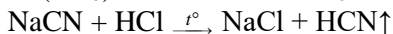
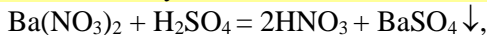
Кислородсодержащих кислот

Взаимодействие кислотных оксидов с водой:

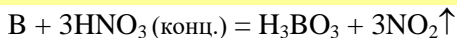


Взаимодействие солей с другими кислотами (чаще H_2SO_4)

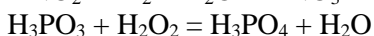
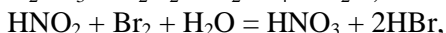
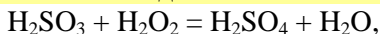
(вытеснение летучей кислоты из её солей менее летучей):



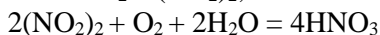
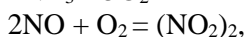
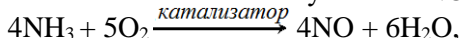
Окисление неметаллов кислотами-окислителями:



Окисление соединений неметаллов



промышленный способ получения HNO_3 :



Получение соляной кислоты из
поваренной соли и серной
кислоты.
Из работы И. Р. Глаубера, 1648 г.



Химические свойства **кислот**

Взаимодействие с основаниями (с образованием соли и воды) – реакция нейтрализации		
$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O},$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие с основными оксидами (с образованием соли и воды) и гидроксидами		
$2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ni}(\text{OH})_2 = \text{NiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие с амфотерными гидроксидами (с образованием соли и воды)		
$3\text{HNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие с амфотерными оксидами (с образованием соли и воды)		
$6\text{HNO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2 \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие с солями (с образованием новой соли и новой кислоты). Реакция возможна, если в результате образуются нерастворимая соль или более слабая кислота		
$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3,$ $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$		
Термолиз некоторых кислот (с образованием кислотного оксида и воды)		
$4\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O}$		
Окисление либо восстановление кислот:		
$4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O},$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 3\text{S}\downarrow + 3 \text{H}_2\text{O},$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}\uparrow,$ $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие с металлами (продукты реакции зависят от активности металла и свойств кислоты)		
A	Разбавленные кислоты: H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , H_3PO_4 и другие (но не HNO_3 !) взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода с образованием соли и с выделением водорода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{HCl} + \text{Cu} \neq$
	B Концентрированные H_2SO_4 и HNO_3 взаимодействуют по схеме:	

Взаимодействие металлов и неметаллов с азотной и концентрированной серной кислотами

	конц. H ₂ SO ₄	конц. HNO ₃	разб. HNO ₃
Au, Pt, Ta, Ir	не реагирует	не реагирует	не реагирует
Fe, Al, Cr	не реагирует (реагируют только при нагревании)	не реагирует (реагируют только при нагревании)	соль + NH ₄ NO ₃ + + (N ₂) + H ₂ O
щелочные, щелочноземельные металлы + Zn, +Mg	соль+H ₂ S(S)+H ₂ O	соль + N ₂ O +H ₂ O	соль + NH ₄ NO ₃ + +(N ₂) + H ₂ O
другие металлы	соль +SO ₂ + H ₂ O	соль + NO ₂ +H ₂ O	соль + NO +H ₂ O
неметаллы	кислота + SO ₂ (+H ₂ O)	кислота + NO ₂ (+H ₂ O)	кислота + NO (+H ₂ O)

Примеры:	$4 \text{ Mg} + 5 \text{ H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = 4 \text{ MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4 \text{ H}_2\text{O}$
	$\text{Cu} + 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2 \text{ H}_2\text{O}$
	$4 \text{ Mg} + 10 \text{ HNO}_3 (\text{разб.}) = 4 \text{ Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
	$\text{Ag} + 2 \text{ HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	$3 \text{ Ag} + 4 \text{ HNO}_3 (\text{разб.}) = 3 \text{ AgNO}_3 + \text{NO} \uparrow + 2 \text{ H}_2\text{O}$
	$\text{C} + 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{CO}_2 + 2 \text{ SO}_2 \uparrow + 2 \text{ H}_2\text{O}$
	$3 \text{ P}_4 + 20 \text{ HNO}_3 (\text{разб.}) + 8 \text{ H}_2\text{O} = 12 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 20 \text{ NO} \uparrow$
	$\text{S} + 6 \text{ HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6 \text{ NO}_2 \uparrow + 2 \text{ H}_2\text{O}$

В 1270 году итальянский алхимик кардинал Джованни Фаданци, известный под именем Бонавентура, в поисках универсального растворителя слил вместе концентрированные соляную и азотную кислоты. За способность растворять "царя металлов" – золото смесь была названа "царской водкой".

Получить универсальный растворитель не удалось. Оказалось, что царская водка не действует на стекло, керамику, морской песок (SiO₂), оловянный камень (SnO₂), другие вещества

Кислоты и основания.

Основные теории

Теория электролитической диссоциации. Аррениус, 1887

Кислоты – электролиты, которые при диссоциации в водном растворе в качестве катионов дают только катионы водорода H^+ (гидроксония H_3O^+) и анионы кислотных остатков.

Например, $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$.

Основания – электролиты, которые при диссоциации в водном растворе в качестве анионов дают только гидроксид-ионы OH^- .

Например, $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$.

Амфотерные гидроксиды – электролиты, которые при диссоциации в водном растворе одновременно образуют и катионы водорода H^+ и анионы гидроксид-ионов OH^- .

Например, $2H^+ + [Zn(OH)_4]^{2-} \rightleftharpoons Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2OH^-$

Протолитическая (протонная) теория. Брёнстед – Лоури, 1923

Кислоты – доноры H^+ (протонов): $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$.

Кислоты делятся на:

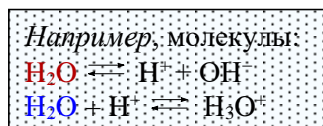
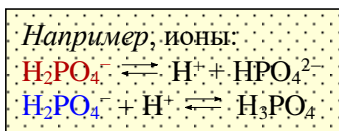
- молекулярные $HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$,
- катионные $NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$,
- анионные $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$.

Основания – акцепторы

катионов водорода. Основания делятся на:

- молекулярные $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$,
- катионные $CrOH^{2+} + H^+ \rightleftharpoons Cr^{3+} + H_2O$,
- анионные $OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$; $CH_3COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH_3COOH$.

Амфотерные – вещества, которые могут быть и донорами, и акцепторами электронов



Кислота и **основание** существуют как **сопряжённая пара**. Для каждой кислоты существует сопряжённое основание, которое имеет на протон меньше.

Например,

HNO_3	$+$	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	$+$	NO_3^-
кислота		основание		кислота		основание

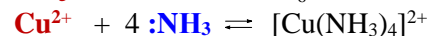
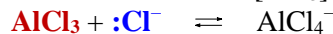
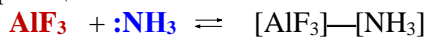
Электронная теория (Льюис, 1923)

Кислоты – акцепторы электронной пары (на вакантные орбитали), например, H^+ , Cu^{2+} , Ag^+ , Fe^{3+} , SO_3 , SiO_2 , Al_2O_3 , $AlCl_3$, $Al(OH)_3$, BF_3 , PCl_5 .

Основания – доноры электронной пары, это все анионы, аммиак и амины, вода, спирты, $(C_2H_5)_2O$, галогены.

Кислота и **основание** взаимодействуют с образованием связи по донорно-акцепторному механизму: $K + :O = K:O$.

Например реакции:



Теория солеобразования (М. Усанович, 1939)

Кислотно-основное взаимодействие – это реакция солеобразования.

Кислота – частица, которая может отщеплять катионы, включая протон, или присоединять анионы, включая электрон.

Основание – частица, которая может присоединять протон и другие катионы или отдавать электрон и другие анионы.

В основе понятий «**кислота**» и «**основание**» используется знак заряда частицы, а не строение электронной оболочки. Согласно этой теории, *Кислотность* и *основность* – это функции вещества. Будет ли вещество **кислотой** или **основанием**, зависит от партнёра.

В реакции $SO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$ вода отдаёт анион OH^- , она основание, оксид серы (VI) присоединяет этот анион, он кислота.

В реакции: $SnCl_4 + 2KCl \rightleftharpoons K_2SnCl_6$ – тетрахлорид олова, который присоединяет анионы хлора, – **кислота**.

Данная формулировка кислот и оснований позволяет отнести к **кислотно-основным** взаимодействиям и все окислительно-восстановительные реакции

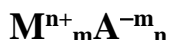
На гравюре изображён процесс дистилляции.

Алхимики готовя лекарственную воду, которая могла бы очищать физические тела от их примесей, избавлять человеческое тело от болезней и продлевать жизнь

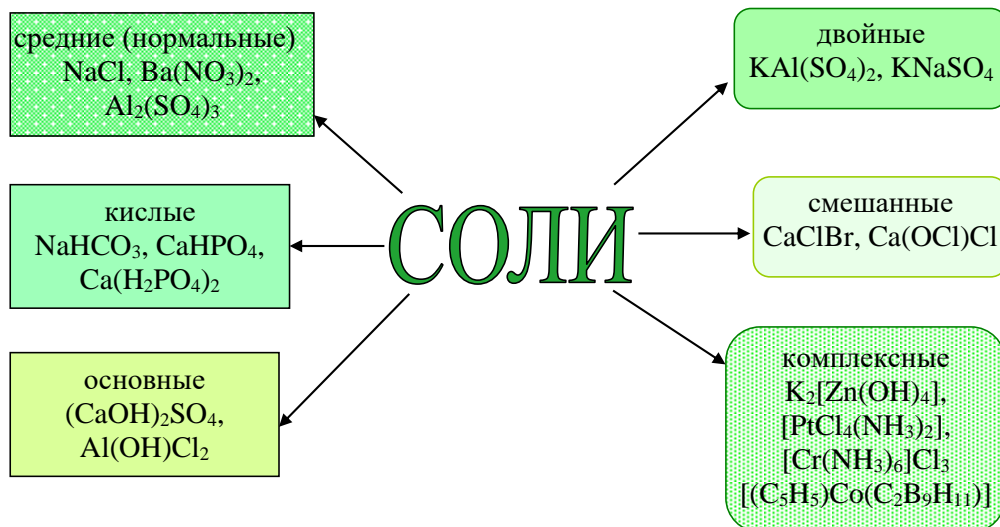


СОЛИ

Соли – химические соединения, которые в процессе электролитической диссоциации образуют катионы металла (M^{n+}) или NH_4^+ и анионы кислотного остатка A^{-m}



Классификация солей



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

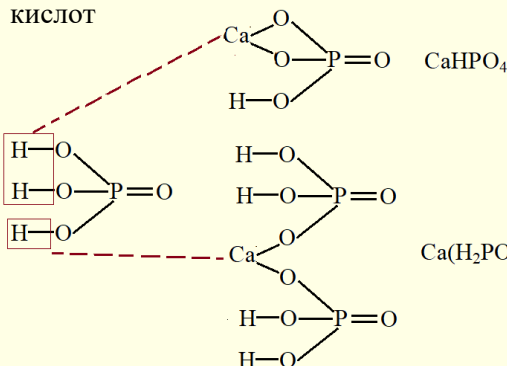
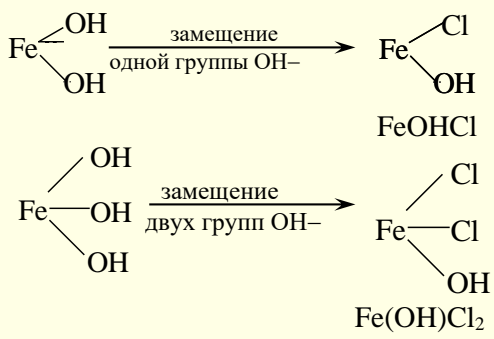
Большинство солей – твёрдые кристаллические вещества с высокими температурами плавления и кипения

Большинство солей – белого цвета

Некоторые соли имеют окраску. Например, $K_2Cr_2O_7$ – оранжевого цвета, K_2CrO_4 – жёлтого, CuS , PbS – чёрного, PbI_2 – золотисто-жёлтого, $CoCl_2$ – розового, $AgBr$ – желтоватого, AgI – жёлтого

По растворимости в воде делятся на растворимые (р), малорастворимые (м), нерастворимые (н) (см. таблицу растворимости, с. 55)

Номенклатура, определения

со-ли	Определение	Номенклатура
средние (нормальные)	<p>Продукты полного замещения атомов Н в молекуле кислоты на металл (или ОН-групп в молекуле основания кислотными остатками):</p> $\boxed{\text{H}_2\text{SO}_4} \longrightarrow \boxed{\text{Na}_2\text{SO}_4}$ $\text{Al}(\boxed{\text{OH}})_3 \longrightarrow \text{Al}(\boxed{\text{NO}_3})_3$	<p>Название средней соли = = название кислотного остатка + название металла (в родительном падеже) + с.о. металла (в скобках): $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат алюминия $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат хрома (III)</p>
кислые	<p>Продукты неполного замещения атомов Н в молекулах многоосновных кислот</p> 	<p>Название кислой соли = = «гидро-» или «дигидро-» + название кислотного остатка + название металла (в родительном падеже) + с.о. металла (в скобках): CaHPO_4 – гидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат железа (II)</p>
основные	<p>Продукты неполного замещения ОН-групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками</p> 	<p>Название основной соли = = «гидроксо-» («дигидроксо-») + название кислотного остатка + название металла (в родительном падеже) + с.о. (в скобках): FeOHCl_2 – гидроксохлорид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид железа (III) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди (II)</p>

двойные	<p>Продукты, в которых атомы Н многоосновной кислоты замещены разными металлами:</p> $\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{S} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{K} - \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{S} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{Na} - \text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$ <p style="text-align: center;">KNaSO_4</p>	<p>Название двойной соли = = название кислотного остатка + название металлов (в родительном падеже) + с.о. (в скобках): KNaSO_4 – сульфат калия-натрия</p>
смешанные	<p>Продукты, в которых ОН-группы основания замещены на разные кислотные остатки:</p> $\begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Ca} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} - \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Ca} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{Br} \end{array}$ <p style="text-align: center;">CaClBr</p>	<p>Название смешанной соли = = название двух кислотных остатков + название металла (в родительном падеже) + с.о. (в скобках): CaClBr – хлоридбромид кальция</p>
комплексные	<p>Продукты, которые содержат сложный (комплексный) ион:</p> $\left[\begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Ag} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{NH}_3 \end{array} \right]^+ \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ хлорид диамминсеребра (I)</p> $\text{Na}^+ \left[\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{OH} - \text{Al} - \text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{array} \right]^-$ <p style="text-align: center;">$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ тетрагидроксоалюминат натрия</p> $\left[\begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ \\ \text{Cl} - \text{Pt} - \text{Cl} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \\ \text{NH}_3 \end{array} \right]$ <p style="text-align: center;">$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$ диамминтетрахлороплатина</p>	<p>Название комплексной соли = = название аниона (в именительном падеже) + название катиона (в родительном падеже) Название комплексного катиона = = число и название лигандов + название и с.о. комплексообразователя</p> <p>Название комплексного аниона аналогично названию катиона + окончание -ат</p> <p>Название нейтрального комплекса аналогично названию катионов, но название комплексообразователя без указания с.о.</p>

Для некоторых солей существуют тривиальные названия: NaCl – поваренная соль, Na_2CO_3 – сода, NaHCO_3 – питьевая сода, K_2CO_3 – поташ, CaCO_3 – мел, мрамор, MgCO_3 – магнезит, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – хромпик, KClO_3 – бертолетова соль, KNO_3 – индийская селитра, NaNO_3 – чилийская селитра, HgCl_2 – сулема, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – свинцовый сахар, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – мирабилит

ОСНОВНЫЕ СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

	соль	основание (щелочь)	основной оксид	металл
соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{KCl}$	$\text{MnSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Mn(OH)}_2 \downarrow$ $\text{CoSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Co(OH)}_2 \downarrow$	—	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Hg} \downarrow$ $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$
кислота	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$ $\rightarrow 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 10 \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ $\rightarrow 4\text{Mg(NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 10 \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ $\rightarrow 4\text{Mg(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
кислотный оксид	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$ $\rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ $\text{BaO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$	—
неметалл	$2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$	$2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$ $\rightarrow 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	—	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$

Частные способы получения солей

<ul style="list-style-type: none"> Термическое разложение некоторых кислородсодержащих солей 	
<ul style="list-style-type: none"> нитратов металлов, расположенных в ряду напряжений левее Mg 	
$2\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t^\circ}, 2\text{MeNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$	
<ul style="list-style-type: none"> гидрокарбонатов металлов 2 группы 	
$\text{Me}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{MeCO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие амфотерных металлов (и некоторых неметаллов), их оксидов, гидроксидов со щелочами (с выделением $\text{H}_2\uparrow$) 	
амфотерный металл	$\text{Zn} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}, \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow,$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
оксид	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}, \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ}, \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие некоторых неметаллов со щелочами (с выделением $\text{H}_2\uparrow$) 	
	$\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Сплавление солей с некоторыми кислотными оксидами 	
$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$	
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие щелочей с галогенами 	
$2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O},$ $6\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ}, 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие галогенидов с галогенами 	
$2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$	
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие кислых солей со щелочами с образованием средних солей 	
$\text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}, \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
<ul style="list-style-type: none"> Взаимодействие кислотных оксидов с пероксидами, надпероксидами и озонидами: 	
$2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow,$ $2\text{CO}_2 + 4\text{KO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$	
<ul style="list-style-type: none"> Окислительно-восстановительные реакции: 	
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \xrightarrow{t^\circ}, 2\text{K}_2\text{S} + 4\text{CO},$ $3\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O},$ $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$	

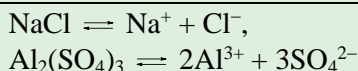
Названия некоторых **кислот** и **солей**

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток	Формула соли	Название соли
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	KNO_2	Нитрит калия
Азотная	HNO_3	NO_3^-	KNO_3	Нитрат калия
Борная (орто)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	K_3BO_3	Борат калия
Бромоводородная	HBr	Br^-	KBr	Бромид калия
Йодоводородная	HI	I^-	KI	Йодид калия
Кремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	K_2SiO_3	Силикат калия
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	KMnO_4	Перманганат калия
Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	K_2MnO_4	Манганат калия
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	K_3AsO_4	Арсенат калия
Мышьяковистая	HAsO_2	AsO_2^-	KAsO_2	Арсенит калия
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	K_2SO_4	Сульфат калия
		HSO_4^-	KHSO_4	Гидросульфат калия
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	K_2SO_3	Сульфит калия
		HSO_3^-	K_2SO_3	Гидросульфит калия
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	K_2S	Сульфид калия
		HS^-	KHS	Гидросульфид калия
Соляная	HCl	Cl^-	KCl	Хлорид калия
Угольная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	K_2CO_3	Карбонат калия
		HCO_3^-	KHCO_3	Гидрокарбонат калия
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	KCH_3COO	Ацетат калия
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	PO_4^{3-}	K_3PO_4	Ортофосфат калия
		HPO_4^{2-}	K_2HPO_4	Гидроортофосфат калия
		H_2PO_4^-	KH_2PO_4	Дигидроортофосфат калия
Фосфорная (мета)	HPO_3	PO_3^-	KPO_3	Метафосфат калия
Двуфосфорная (пиро)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	$\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфат (пирофосфат) калия
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	KClO	Гипохлорит калия
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	KClO_2	Хлорит калия
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	KClO_3	Хлорат калия
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	KClO_4	Перхлорат калия
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	K_2CrO_4	Хромат калия
Хромистая	HCrO_2	CrO_2^-	KCrO_2	Хромит калия
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат калия
Циановодородная (синильная)	HCN	CN^-	KCN	Цианид калия

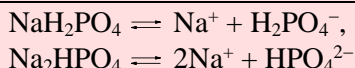
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

• Диссоциация в водных растворах на ионы

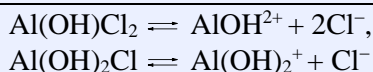
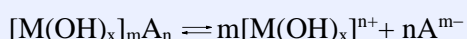
- Нормальные соли – на катионы металла и анионы кислотных остатков:



- Кислые соли – на катионы металла и водородсодержащие анионы:



- Основные соли – на катионы, содержащие OH–группы и анионы кислотных остатков

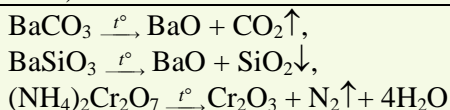


• Термическое разложение солей

- Многие соли устойчивы к термическому разложению

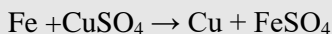
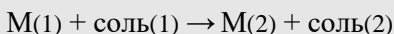
- Подвержены соли слабых кислот, соли аммония и соли, образованные сильными восстановителями и окислителями (разложение нитратов см. «Соли азотной кислоты» в разделе «15(VA) группа», с. 138):

Соль $\xrightarrow{t^\circ}$ основной оксид +
+ кислотный (амфотерный) оксид



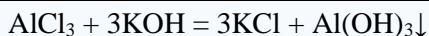
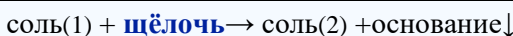
• Взаимодействие с металлами

с металлами, расположенными в ряду напряжений металлов левее H



• Взаимодействие со щелочами

- средние соли – с образованием новой соли и нового основания:

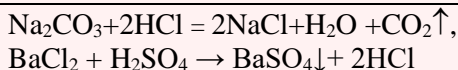
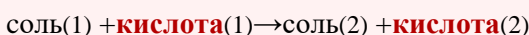


- кислые соли – с образованием средней соли и воды:

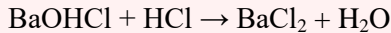


• Взаимодействие с кислотами

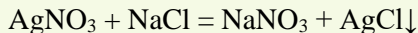
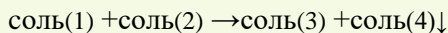
- средние соли – с образованием новой более **слабой** кислоты или новой **нерастворимой** соли



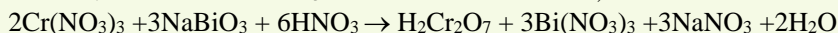
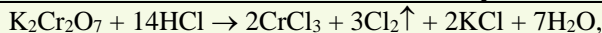
- основные соли – с образованием средней соли и воды



• Взаимодействие с солями (если одна из образующихся солей выпадет в осадок)



• Окислительно-восстановительные реакции



Гидролиз солей

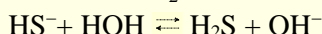
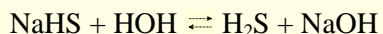
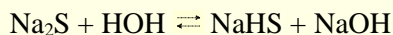
Гидролиз соли – это взаимодействие соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита.

Причина гидролиза – электролитическая диссоциация соли и воды

Случаи гидролиза солей

Соль образована			
сильным основанием	сильным основанием	слабым основанием	слабым основанием
и сильной кислотой	и слабой кислотой	и сильной кислотой	и слабой кислотой
гидролиза нет	гидролиз по аниону ($\text{pH} > 7$)	гидролиз по катиону ($\text{pH} < 7$)	гидролиз по катиону и аниону ($\text{pH} \approx 7$)
$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \neq$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$

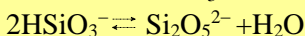
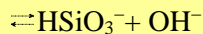
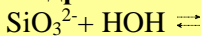
При растворении солей многоосновных **кислот** и многокислотных **оснований** гидролиз протекает ступенчато:



– I ступень
преимущественно

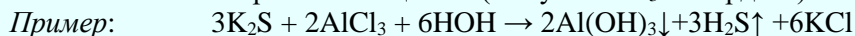
– II ступень

Гидролиз силикатов:



Совместный гидролиз протекает при смешивании растворов, содержащих катионы: Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} (и других M^{3+}), NH_4^+ и анионы: S^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} .

Приводит к образованию малодиссоциированного основания и газообразного вещества (в случае SiO_3^{2-} твёрдого)



Количественные характеристики гидролиза

Степень гидролиза (h) – отношение количества гидролизованного вещества к общему количеству растворённого вещества. h возрастает с уменьшением концентрации соли и с повышением температуры.

$$K_z = \frac{h^2 \times C_{\text{Me}}}{1 - h}$$

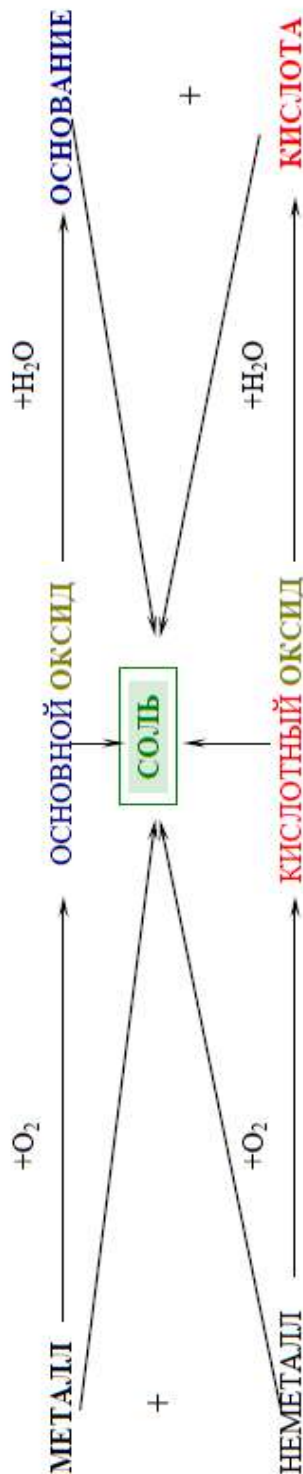
Константа гидролиза (K_r) – константа равновесия для процесса гидролиза соль слабого **основания** и сильной **кислоты**: $K_z = K_{\text{НОН}} / K_{\text{основ}}$.

соль сильного **основания** и слабой **кислоты**: $K_z = K_{\text{НОН}} / K_{\text{кисл}}$.

соль слабого **основания** и слабой **кислоты**: $K_r = K_{\text{НОН}} / (K_{\text{соли}} \cdot K_{\text{кисл}})$

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Реагирующие вещества	Реакции, в которые вступают вещества				
	Неметаллы	Кислотные оксиды	Кислоты	Соли	Вода
Металлы	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$	$4\text{Mg} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{MgO}$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
Основные оксиды	$\text{CaO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Ca} + \text{CO} \uparrow$	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	—	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$
Растворимые основания (щелочи)	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	Образуют кристаллогидраты
Нерастворимые основания	—	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	—	—
Соли	$2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$	$\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Вода	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$n\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	$\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	—



S-ЭЛЕМЕНТЫ

Водород

${}^1_1\text{H}$	99,98%
${}^2_1\text{D}$	0,015%
${}^3_1\text{T}$	следы



Получение

□ В промышленности:

- крекингом метана $\text{CH}_4 \xrightarrow{800-1000^\circ\text{C}, \text{катализатор}} 2\text{H}_2 + \text{C};$
- конверсией метана $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ni}, 900^\circ\text{C}} 3\text{H}_2 + \text{CO};$
- взаимодействием угля с водяным паром $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{H}_2 + \text{CO};$
- электролизом воды $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2.$

□ В лаборатории:

- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{ZnSO}_4;$
- $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{Ca(OH)}_2;$
- $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\uparrow + 2\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6];$
- $\text{TiH}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2 + \text{Ti};$
- $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{Ca(OH)}_2;$
- $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SiO}_3;$

Основные характеристики

Символ элемента	Н
Латинское название	Hydrogenium
Русское название	Водород
Дата открытия	1766
Первооткрыватели	Кавендиш
Атомный номер	1
Относительная масса атома	1,00794
Радиус атома (пм)	78
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$	1312 (кДж/моль)
Энергия сродства к \bar{e} $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$	72,8 (кДж/моль)
Электроотрицательность (по Полингу)	2,20
t плавления (К)	14,01
t кипения (К)	20,28
Плотность (г/см ³) - тв. (11К)	0,076
Объём 1 моль (см ³) (11К)	13,26
Содержание в земной коре (% по массе)	0,152
Аллотропные модификации*	(Mg), (α -Fe), тетрагональная

Распространение
в природе:
в виде H_2O
и соединений,
в вулканических
газах, нефтяных
газах,
в животных и
растительных
организмах
~ 90% массы
Вселенной и
70,68% массы
Солнца

Происхождение названия: от греч. *hydro genes* – порождающий воду

* В скобках указан структурный тип (см. с. 33).



Генри Кавендиш (1731-1810)
Открыл водород и углекислый газ, определил состав воды

Физические свойства

- газ без цвета и запаха, в виде молекулы H_2 ,
- в 14,5 раз легче воздуха,
- плохо растворим в воде,
- хорошо растворим в некоторых металлах: Pd, Pt, Ni

Химические свойства

При обычных условиях малоактивен; атомарный H – реакционноспособен

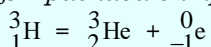
Восстановитель (потеря e^- , образование H^+ в воде – образуется ион гидроксония: $H_2O + H^+ \rightarrow [H_3O^+]$)	Окислитель (присоединение e^- , образование гидрид-иона H^-)
Взаимодействие с образованием ковалентных соединений: <ul style="list-style-type: none"> • $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2 H_2O$ • $3H_2 + N_2 \xrightarrow{P, t^\circ, \text{катализатор}} 2NH_3$ • $H_2 + F_2 = 2HF$ (взрыв при обычных условиях) • $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$ • $H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$; $H_2 + I_2 \rightleftharpoons t^\circ 2HI$ • $H_2 + S \text{ (расплав)} \xrightarrow{t^\circ} H_2S$ 	Образование гидридов – типично ионных соединений:
Восстановление оксидов <ul style="list-style-type: none"> $3H_2 + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe + 3H_2O$ $3H_2 + WO_3 \xrightarrow{t^\circ} W + 3H_2O$ 	$H_2 + 2Na \xrightarrow{t^\circ} 2NaNH$ $H_2 + Ca \xrightarrow{t^\circ} CaH_2$

Применение

- в качестве топлива (теплотворная способность в 3 раза больше, чем у нефти и природного газа);
- для синтеза аммиака, хлороводорода, метанола;
- при гидрогенизации жиров (получение маргарина);
- Изотопы 2_1D и 3_1T – как термоядерное топливо;
- для производства капрона, нейлона, высших жирных спиртов;
- для синтеза гидридов металлов

Основная масса природного водорода – протий (1H), на 6800 атомов которого приходится ~ 1 атом дейтерия (D). Тритий (T) образуется из азота в верхних слоях атмосферы при ядерных реакциях под действием нейтронов космических лучей: ${}^{14}_7N + n = {}^{12}_6C + {}^3_1H$.

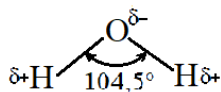
Количество T на земле не более 2-3 кг. Период полураспада T – 12,262 года, в результате β^- -распада он превращается в изотоп 3He :



СОЕДИНЕНИЯ ВОДОРОДА

Вода

(оксид водорода)



H_2O – протиевая вода

D_2O – дейтериевая вода

T_2O – тритиевая вода

лёгкая

тяжёлая

Водородные связи, большой дипольный момент $\rightarrow (\text{H}_2\text{O})_n$

(молекулы легко ассоциируются)

Получение воды:

- ☐ из природных источников (океан, море, реки ...),
- ☐ чистая вода (дистиллированная) – перегонкой

Физические свойства

- бесцветная жидкость без вкуса и запаха, в толстых слоях – голубоватая;
- аномально высокие значения теплоемкости, теплот плавления и испарения (по сравнению с другими жидкостями);
- наибольшая плотность при $t^\circ = +4^\circ\text{C}$;
- хороший растворитель полярных молекул

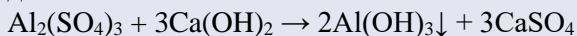
Очистка воды

От крупных частиц:

фильтрование

От взвешенных частиц:

добавлением солей алюминия



Устранение жёсткости (т. е. растворенных солей):

- временной: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{\text{кипячение}} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- постоянной:
 - $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - ионитами

Химические свойства		
Слабый электролит	$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ (25°C)	
Амфотерность	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$; $Na_2O + H_2O = 2NaOH$	
С простыми веществами	с щелочными и щёлочно-земельными металлами	$2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2\uparrow$ $2H_2O + Ca = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
	с другими металлами	$3H_2O + 2Fe \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2\uparrow$
	с галогенами (при нагревании)	$3H_2O + 4F_2 \xrightarrow{t^\circ} F_2O + 6HF + O_2\uparrow$ $H_2O + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} HClO + HCl$
Со сложными веществами	с основными оксидами	$H_2O + Na_2O = 2NaOH$
	с кислотными оксидами	$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$
	с солями	гидролиз* $H_2O + AlCl_3 \rightarrow Al(OH)Cl_2 + HCl$
		образование кристаллогидратов $5H_2O + CuSO_4 = CuSO_4 \cdot 5H_2O$
	с гидридами металлов	$H_2O + NaNH_2 = NaOH + NH_3\uparrow$
С некоторыми органическими веществами	с алканами, алкадиенами, алкинами	$H_2O + C_2H_4 = C_2H_5OH$
	гидролиз сложных эфиров	$H_2O + R_1COOR_2 \rightarrow R_1COOH + R_2OH$
Разложение	$2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$ (электрический ток или сильное нагревание)	

D₂O – тяжёлая вода

Получение: электролизом природной воды.

Физические свойства: жидкость без запаха и цвета, t° плавления 3,82°C, t° кипения –101,42°C, плотность 1,105 г/см³.

Химические свойства – те же, что и у H₂O

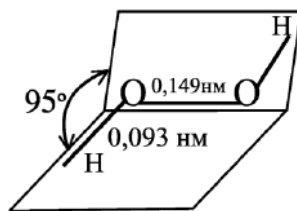
Применение

- в промышленности (для получения энергии, как растворитель, хладагент, реагент);
- в сельском хозяйстве;
- в быту;
- для питья;
- D₂O – замедлитель в ядерных реакциях

* Гидролиз солей см. также на с. 95.

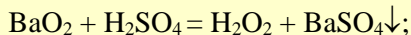
Пероксид водорода

H_2O_2 (диоксид водорода)



Получение

в лаборатории



в промышленности анод: $2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$,
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

Физические свойства

- бесцветная сиропообразная жидкость, неограниченно растворимая в воде;
- взрывоопасна;
- полярна;
- нестойка;
- легко разлагается

Химические свойства

Очень слабая кислота	$\text{H}_2\text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$
Неустойчива	$2 \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ реакция диспропорционирования, резко ускоряется катализаторами (следы MnO_2 , Cu, Fe, Mn и их ионы)
Окислитель	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KOH}$ $4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} = \text{PbSO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
Восстановитель	$5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 5\text{O}_2 \uparrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 3\text{O}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$

Применение

- для отбеливания текстильных материалов, мехов и бумаги;
- в производстве органических и неорганических соединений, полимеров, пористых материалов;
- как дезинфицирующее средство в медицине и пищевой промышленности;
- окислитель в реактивных топливах

Гидриды ЭН_x

Получение

- $M + xH_2 \xrightarrow{t^\circ} \frac{1}{2} MH_x$ M – щелочной, щелочноземельный металл;
- $Mg_2Si + 4HCl \rightarrow SiH_4\uparrow$ (силан) + $2MgCl_2$;
- $C + 2H_2 \xrightarrow[t^\circ]{P} CH_4\uparrow$ (метан);
- $N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons[t^\circ]{P} 2NH_3$; (аммиак);
- As_2O_3 (Sb_2O_3) + $6Zn + 6H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} 2AsH_3\uparrow$ ($SbH_3\uparrow$) + $6ZnSO_4 + 3H_2O$;
арсин (стибин)
- $S + H_2 \xrightarrow{t^\circ} H_2S\uparrow$ (сероводород)

Физические свойства

- гидриды щелочных, щелочноземельных металлов **MH_x** – кристаллические вещества белого цвета, нестойки; гидриды других металлов тверды, но хрупки;
- гидриды неметаллов – как правило, газы с характерными запахами, ядовиты

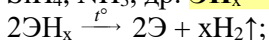
Соединения водорода – гидриды

- ионные гидриды (солеобразные гидриды) – соединения водорода с щелочными и щелочноземельными металлами. Ионные гидриды – вещества белого цвета, устойчивые при н. у., разлагаются при нагревании на металл и водород без плавления, исключение составляет LiH, который плавится без разложения, а при дальнейшем нагревании разлагается;
- металлические гидриды – это соединения переходных металлов, в большинстве случаев являются бертоллидами. Фактически являются твёрдым раствором водорода в металле, кристаллическая структура металла сохраняется.

M = Ti, V, Cr – металлообразные гидриды

M = Zn, Al – полимерные гидриды с «мостиками» H

- ковалентные гидриды – соединения неметаллов, например H₂O, CH₄ и SiH₄, NH₃, др. **ЭН_x – обычно нестойкие газы;**

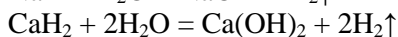
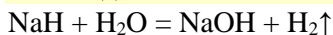


H₂S – слабая **кислота**: $H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + H_2O$

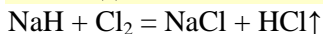
(см. в разделах химические свойства соединений соответствующих элементов)

Химические свойства гидридов

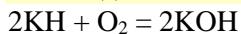
Взаимодействие ионных гидридов с водой:



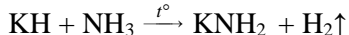
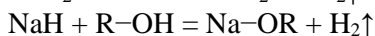
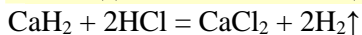
Взаимодействие ионных гидридов с галогенами:



Взаимодействие ионных гидридов с кислородом:



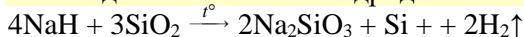
Взаимодействие ионных гидридов с кислотами, спиртами, аммиаком:



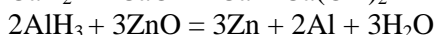
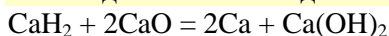
Взаимодействие ионных гидридов с оксидом углерода:



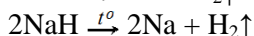
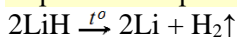
Взаимодействие ионных гидридов с оксидом кремния:



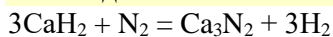
Взаимодействие с оксидами металлов:



Термическое разложение:



Взаимодействие с азотом:



Применение

- для получения H_2 ;
- для получения особо чистых элементов;
- алюмогидриды, LiH , NaH – восстановители в органическом синтезе

Водород хорошо растворим во многих металлах, лучше всего в палладии Pd (в одном объеме Pd растворяется 850 объемов водорода). Система «водород – металл» используется для хранения и транспортировки водорода: водород можно хранить и транспортировать в виде твердых гидридов и интерметаллических соединений, которые способны поглощать и отдавать при нагревании несколько сотен объемов водорода на единицу своей массы

1 (IA) группа

Щелочные металлы

Увеличивается:

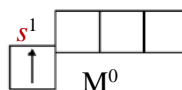
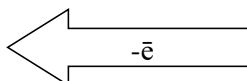
- ° радиус атома
- ° восстановительные свойства атома
- ° металлические свойства
- ° химическая активность
- ° плотность

↓

Li [He] $2s^1 2p^0$
 Na [Ne] $3s^1 3p^0$
 K [Ar] $4s^1 4p^0$
 Rb [Kr] $5s^1 5p^0$
 Cs [Xe] $6s^1 6p^0$
 Fr [Rn] $7s^1 6p^0$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность
- температура кипения
- температура плавления



Степени окисления: 0, +1

Получение

- Электролизом расплавов солей: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
 Катод: $\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}^0$
 Анод: $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$
- Нагреванием CsCl, RbCl с кальцием в вакууме:
 $2\text{CsCl} + \text{Ca} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{Cs}$

Физические и физико-химические свойства элементов 1 группы

Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Серебристо-белые (Cs – золотистый) блестящие металлы, тускнеют на воздухе ▪ Очень мягки – легко режутся ножом ▪ Ковки, пластичны, проводят электрический ток ▪ Очень активны (поэтому держатся в керосине) ▪ Очень сильные восстановители; образуют ионные соединения ▪ Окрашивают пламя в цвета: 					
красный	жёлтый	сине-фиолетовый	пурпурово-красный	бледно-голубой	
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Fr – радиоактивный металл с коротким периодом полураспада 					

Происхождение названий элементов – Na и K

В древнем Египте натроном называли любую щёлочь. Слово «калий» происходит от арабского термина алкали (щелочные вещества). Когда Дэви получил свободные металлы калий и натрий, назвал их потассий (Potassium) и содий (Sodium). Гильберт, издатель журнала «Annalen der Physik», предложил именовать новые металлы калием (принято в Германии и России) и натронием (Natronium); Берцелиус сократил это название до «натрий» (Natrium).

Основные характеристики элементов 1 (IA) группы

	Li	Na	K	Rb	Cs
Латинское название	Lithium	Natrium	Kalium	Rubidius	Caesius
Русское название	Литий	Натрий	Калий	Рубидий	Цезий
Дата открытия	1817	1807	1807	1861	1860
Первооткрыватели	Арфведсон	Дэви	Дэви	Бунзен, Кирхгоф	Бунзен, Кирхгоф
Атомный номер	3	11	19	37	55
Относительная масса атома	6,941	22,98977	39,0983	85,4678	132,9054
Радиус атома (пм)	152	153,7	227	247,5	265,4
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	513,3	495,8	418,8	403,0	375,7
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	59,6	52,9	48,4	46,9	45,5
Электроотрицательность (по Полингу)	0,98	0,93	0,82	0,82	0,79
t плавления (К)	453,69	370,96	336,8	312,2	301,55
t кипения (К)	1620	1156,1	1047	961	951,6
Плотность (г/см ³ , тв.)	0,534	0,971	0,862	1,532	1,873
Объём 1 моль (см ³)	13,00	23,68	45,36	55,79	70,96
Основные изотопы (массовые числа)*	6, 7	22*, 23, 24*	39,40*, 41, 42*, 43*	83*, 85, 86*, 87*	133, 134*, 135*, 137*
Содержание в земной коре (% по массе)	2·10 ⁻³	2,3	2,1	9·10 ⁻³	3·10 ⁻⁴
Аллотропные модификации**	α -Li (α -Fe) β -Li (Cu)	α -Na (Mg), β -Na (α -Fe)	K (α -Fe)	Rb (α -Fe)	Cs (α -Fe), +2 модификации (Cu, Cu)
Основные природные соединения	сподумен [LiAlSi ₂ O ₆] лепидолит [LiAl(OH, -F) ₂ Si ₄ O ₁₀]	галит (каменная соль) NaCl, трона (египетская соль), Na ₂ CO ₃ NaHCO ₃ ·2H ₂ O, чилийская селитра NaNO ₃ , мирабилит (глауберова соль) Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	сильвит KCl сильвинит KCl·NaCl карналлит KCl·MgCl ₂ ·6H ₂ O	присутствует в минералах: лепидолит карналлит	поллуцит (Cs,Na) ₄ -Al ₄ Si ₉ O ₂₆ ·H ₂ O

Происхождение названий элементов

Li – от греч. *λίθος* (lithos) – «камень»; **Rb** – от лат. *Rubidius* – «красного цвета»; **Cs** – от лат. *caesius* – «небесно-голубой»; **Fr** – в честь Франции (открыт в 1939 г. Маргаритой Пере)

*Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Химические свойства элементов 1 группы

Li	Na	K	Rb	Cs
С кислородом образуют оксиды, пероксиды и супероксиды: оксид образуется только с литием				
$4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ оксид	$2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ пероксид	$2\text{K} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{KO}_3$ супероксид (озонид)	самовоспламеняются	
С галогенами образуют галогениды:				
$2\text{Э} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ЭCl}$				
С серой при нагревании образуют сульфиды:				
$2\text{Э} + \text{S} \rightarrow \text{Э}_2\text{S}$				
С водородом – гидриды (при слабом нагревании):				
$2\text{Э} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{ЭH}$				
С азотом реагирует только литий с образованием нитрида:				
$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$	не реагируют			
С водой (легко окисляются H^+ воды) с образованием щёлочи :				
$2\text{Э} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{ЭOH} + \text{H}_2\uparrow$				
С аммиаком с образованием амидов:				
$2\text{Э} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 2\text{ЭNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$				
амиды легко гидролизуются: $\text{ЭNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ЭOH} + \text{NH}_3\uparrow$				
Со спиртами с образованием алкоголятов:				
$2\text{Э} + \text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \rightarrow \text{ЭO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OЭ} + \text{H}_2\uparrow$				
С органическими кислотами с образованием солей:				
$2\text{Э} + 2\text{CH}_3-\text{COOH} \rightarrow 2\text{CH}_3-\text{COOЭ} + \text{H}_2\uparrow$				
С некоторыми другими органическими соединениями (Hal – галоген, R – алкильный радикал, реакция Вюрца):				
$2\text{Э} + 2\text{R}-\text{Hal} \rightarrow 2\text{ЭHal} + \text{R}-\text{R}$				
Качественные реакции				
• окрашивание пламени в цвета (с. 104)				
• $\text{Na}^+ + \text{Sb}(\text{OH})_6^- \rightarrow \text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]\downarrow$ – белый осадок, $\text{K}^+ + \text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^- \rightarrow \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6\downarrow$ – белый осадок гидротартрат ион Качественная реакция				

Гемфри Дэви (1778-1829)

английский химик и физик, один из основателей электрохимии. Получил электролизом K, Na, Sr, Ba, Mg. Описал электрическую дугу



В беседе с друзьями Дэви заявил:
«Самым великим моим открытием было открытие Фарадея»

Соединения щелочных металлов

Общая характеристика	Аномальные свойства лития
<input type="checkbox"/> все ионные	в некоторых случаях Li образует ковалентные соединения
<input type="checkbox"/> все содержат металл в виде M^{+1}	-
<input type="checkbox"/> все растворимы	LiOH – хуже растворим
<input type="checkbox"/> при нагревании стабильны	$2LiOH \xrightarrow{t^{\circ}} Li_2O + H_2O$

	Свойства	Промышленное получение
Оксиды	основные , хорошо растворимы в воде (с образованием щелочей)	$4Li + O_2 \xrightarrow{t^{\circ}} 2Li_2O$ $2Na + Na_2O_2 \xrightarrow{t^{\circ}} 2Na_2O$
Гидроксиды щёлочи	<ul style="list-style-type: none"> ✓ едкие ✓ твёрдые кристаллические вещества ✓ сильные электролиты 	<p>1. Электролизом водного раствора NaCl:</p> <p>катод $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow 2OH^- + H_2\uparrow$ анод $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$</p> $2H_2O + 2NaCl \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$ <p>2. Каустификацией соды:</p> $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3\downarrow$ <p style="text-align: center;"><i>каустическая сода</i></p>
Соли	<ul style="list-style-type: none"> ✓ хорошо растворимы в воде ✓ гидролизуются только соли, которые образованы слабыми кислотами <p>(Na_2CO_3 – <i>кальцинированная сода</i>, $NaHCO_3$ – <i>питьевая сода</i>)</p>	<p>Получение Na_2CO_3 (метод Сольвэ):</p> $2NH_3 + CO_2 + H_2O = (NH_4)_2CO_3$ $(NH_4)_2CO_3 + CO_2 + H_2O = 2NH_4HCO_3$ $NH_4HCO_3 + NaCl = NaHCO_3 + NH_4Cl$ $2NaHCO_3 \xrightarrow{t^{\circ}} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

Применение

Щелочные металлы: К, Na играют жизненно важную роль в живых организмах и биохимических процессах. **Li, Na, K, Cs** являются стратегически важными; 6LiD и 6LiT используются в термоядерной энергетике; **Cs** – в генераторах и ионных двигателях ракет; **Li, Na, K** – в химических источниках тока.

Соединения: NaOH – для получения мыла, синтетических моющих средств, при производстве искусственного волокна, получении органических соединений, стекла, **NaCl** – в пищевой промышленности, **KNO₃** – в качестве удобрения, **K₂CO₃** (поташ) – в производстве стекла и жидкого мыла, **Na₂SO₄·10H₂O** – при производстве стекла, нефтепереработке

2 (IIA) группа

Щелочноземельные металлы + Be, + Mg

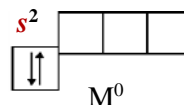
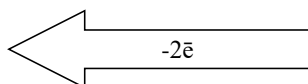
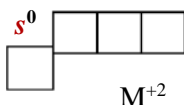
Увеличивается:

- радиус атома
- восстановительные свойства атома
- металлические свойства
- химическая активность

Be [He] $2s^2 2p^0$
Mg [Ne] $3s^2 3p^0$
Ca [Ar] $4s^2 4p^0$
Sr [Kr] $5s^2 5p^0$
Ba [Xe] $6s^2 6p^0$
Ra [Rn] $7s^2 7p^0$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность



Степени окисления: 0, +2

Элементы
1 группы



- увеличение заряд
- уменьшение размера ионов
- увеличение твёрдости
- увеличение температуры плавления
- уменьшение химической активности

Элементы
2 группы

Получение

▪ Ca, Mg – электролизом расплавов солей катод: $Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca^0$

анод: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$

$CaCl_2 \xrightarrow{\text{электролиз}} Ca + Cl_2 \uparrow$

$MgCl_2 \xrightarrow{\text{электролиз}} Mg + Cl_2 \uparrow$

▪ Ba – восстановлением Al:

$3BaO + 2Al \xrightarrow{t^o} 3Ba + Al_2O_3$

Физические и физико-химические свойства элементов 2 (IIA) группы

Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Серебристо-белые, блестящие, мягкие металлы ▪ Быстро тускнеют на воздухе ▪ Ковки, пластичны ▪ Проводят электрический ток ▪ Большая твёрдость и более высокая температура плавления по сравнению с 1 группой – следствие большего заряда ионов и их меньшего размера ▪ Сильные восстановители, образуют преимущественно ионные соединения ▪ Окрашивают пламя в цвета: Ca – кирпично-красный, Sr – карминово-красный, Ba – желтовато-зелёный 					

Основные характеристики элементов 2 (IIA) группы

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Латинское название	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium	Radium
Русское название	Бериллий	Магний	Кальций	Стронций	Барий	Радий
Дата открытия	1797	1755	1808	1790	1808	1898
Первооткрыватель	Воклен	Блэк	Дэви	Крофорд	Дэви	П. и М. Кюри
Атомный номер	4	12	20	38	56	88
Относительная масса атома	9,01218	24,3050	40,078	87,62	137,327	226,025
Радиус атома (пм)	113,3	160	197,3	215,1	217,3	223
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	899,4	737,7	589,7	549,5	502,8	509,3
Энергия сродства к $\bar{\text{e}} \text{ Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	-18	-21	-186	-146	-46	?
Электроотрицательность (по Полингу)	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89	0,89
t плавления (К)	1551	922,0	1112	1042	1002	973
t кипения (К)	3243	1363	1757	1657	1910	1413
Плотность (г/см ³ , тв.)	1,848	1,738	1,550	2,540	3,594	~5,0
Объём 1 моль (см ³)	4,88	13,98	25,86	34,5	38,21	45,2
Основные изотопы (массовые числа)*	7*, 9, 10*	24, 25, 26, 28*	40, 42, 43, 44, 45*, 46, 47*, 48	82*, 84, 85*, 86, 87, 88, 89*, 90*	130, 132, 133*, 134, 135, 136-138, 140*	223*, 224*, 226*, 228*
Содержание в земной коре (% по массе)	$2,6 \cdot 10^{-4}$	2,3	4,1	$3,7 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-11}$
Аллотропные модификации**	α -Be (Mg) β -Be (α -Fe)	Mg (Mg)	α -Ca (Cu) β -Ca (α -Fe) γ -Ca (Mg)	α -Sr (Cu) β -Sr (Mg) γ -Sr (α -Fe)	Ba (α -Fe) Ba (Mg)	Ra (α -Fe)
Основные природные соединения	берилл $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$, бертрандит $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot (\text{OH})_2$	<div> <div> доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, </div> <div> магнезит MgCO_3, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, морская вода </div> </div>	<div> <div>мел, мрамор, известняк</div> <div>CaCO_3, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$</div> </div>	целестин SrSO_4 , стронцианит SrCO_3	барит BaSO_4 , витерит BaCO_3	встречается в урановых рудах

Происхождение названий элементов

Be – от греч. βήρυλλος (beryllos) – «берилл» (минерал); **Mg** – от греч. μάγνηξ – «Магнезия» – полуостров в Греции; **Ca** – от лат. calx – «известь», **Sr** – назван в честь Strontian – Шотландии, **Ba** – от греч. βαρύξ (barys) – «тяжёлый», **Ra** – от лат. radius – «луч»

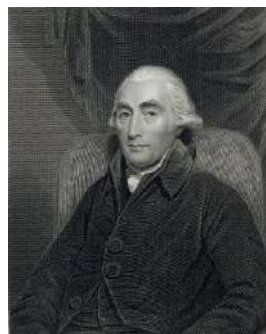
*Значком * помечены нестабильные изотопы.

**В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).



Луи-Никола Воклен
(1763-1829) –
французский химик,
открыл Be и Sr

Джозеф Блэк
(1728-1799) –
шотландский
химик, открыл
Mg и CO₂



Химические свойства элементов 2 группы

Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
С кислородом образуют оксиды:					
$2Э + O_2 \rightarrow 2ЭO$					
С галогенами образуют галогениды:					
$Э + Cl_2 \xrightarrow{t^o}, ЭCl_2$					
С серой при нагревании образуют сульфиды:					
$Э + S \xrightarrow{t^o}, ЭS$					
С водородом – гидриды (при слабом нагревании):					
$Э + H_2 \rightarrow ЭH_2$					
С азотом при нагревании образуют нитриды:					
$3Э + N_2 \xrightarrow{t^o}, Э_3N_2$					
С водой с образованием гидроксидов (Be – медленно, даже при t^o):					
$Э + 2H_2O \rightarrow Э(OH)_2 (тв.) + H_2 \uparrow$					
С аммиаком с образованием амидов (кроме Be и Mg):					
$Э + 2NH_3 \rightarrow Э(NH_2)_2 + H_2 \uparrow$					
Со спиртами с образованием алколюлятов (кроме Be):					
$Э + 2CH_3-CH_2OH \rightarrow (CH_3-CH_2O)_2Э + H_2 \uparrow$					
С органическими веществами с образованием металлоорганических соединений (кроме Be):					
$Mg + R-Hal \rightarrow R-Mg-Hal,$ реактив Гриньяра					
R – алкильный или арильный радикал, Hal – галоген					

Be является самым ядовитым нерадиоактивным элементом.

Смертельная доза этого элемента – $2 \cdot 10^{-6}$ г/м³.

Радиоактивный изотоп ²²⁸Th – самое ядовитое вещество. Его содержание всего $1,4 \cdot 10^{-16}$ г в 1 м³ воздуха приводит к смерти

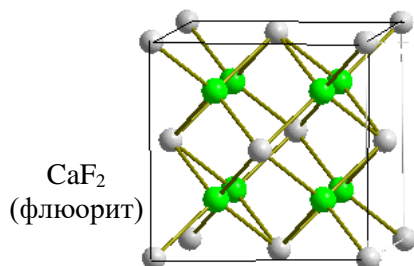
Соединения элементов 2 группы

Общая характеристика	Аномальные свойства бериллия
<ul style="list-style-type: none"> □ все преимущественно ионные □ все содержат металл в виде M^{+2} □ на поверхности металла на воздухе образуются слои оксида □ растворимы в воде (карбонаты, гидроксиды и некоторые сульфаты нерастворимы) □ менее стабильны при нагревании, чем соединения элементов 1 группы 	<ul style="list-style-type: none"> ○ оксид и гидроксид Be обладают амфотерными свойствами: $\text{BeO} \{ \text{Be}(\text{OH})_2 \} + 2\text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \{ 2\text{H}_2\text{O} \}$ $\text{BeO}(\text{т}) + 2\text{NaOH}(\text{т}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{р}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$ ○ соединения бериллия имеют преимущественно ковалентный характер

Свойства и получение соединений элементов 2 группы

	Свойства	Получение
Оксиды (кроме Be)	оксиды являются основными, растворимы в воде: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$	обжиг: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Гидроксиды (кроме Be)	сильные основания, твёрдые кристаллические вещества	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ негашеная известь гашеная известь
Соли	бесцветные кристаллические вещества карбонаты: растворимы только соли аммония, щелочных металлов; разлагаются при нагревании сульфаты: мало растворимы, как правило, плавятся без разложения нитраты: растворимы в воде, разлагаются: $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2 \uparrow$ Галогениды: растворимы в воде, плавятся без разложения	без особенностей
Гидриды, сульфиды, фосфиды, карбиды	Реагируют с водой и кислотами: $\text{SrH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Ba}_3\text{P}_2 + 6\text{HCl} = 3\text{BaCl}_2 + 2\text{PH}_3 \uparrow$ $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$	

Для Be и магния известны многочисленные элементоорганические соединения, в которых атом металла связан с атомом C. Например: $(\text{CH}_3)_2\text{Be}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{BeCl}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{MgBr}$ и т.д. Соединения широко применяются для синтеза различных классов органических соединений



Жёсткость воды

Карбонатная - временная	Некарбонатная - постоянная
Вызвана присутствием солей:	
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$	CaCl_2 , CaSO_4 , MgCl_2 , MgSO_4
Удаление жесткости – «смягчение воды»:	
<ul style="list-style-type: none"> • кипячением: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ • химическим методом (добавление соды): $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ 	<ul style="list-style-type: none"> • химическим методом (добавление соды): $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ • ионнообменным методом

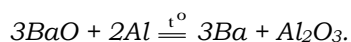
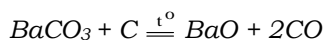
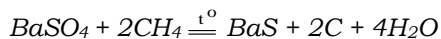
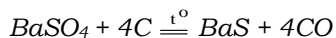
Применение

- **Be, Mg** используются при производстве специальных составов для авиаракетной и космической промышленности
- **Щелочноземельные элементы** и их соли используют в производстве строительных материалов, извести и цемента, стекла и бумаги
- **Гипс** широко используют в строительном деле, цементной и бумажной промышленности, медицине

Солнечный камень барит

Болонский сапожник и алхимик Касциароло в 1602 г. нашёл в горах около Болоньи камень, который был настолько тяжёл (плотность 4,50 кг/дм³), что Касциароло заподозрил в нём наличие золота. Так был открыт тяжёлый шпат (барит) BaSO_4 . После прокаливании с углём и олифой оказалось, что охлаждённый продукт светится в темноте красноватым светом. Это стало сенсацией среди алхимиков. Его называли солнечный камень, болонский камень, болонский фосфор.

Барит служит основным сырьём для получения бария и его соединений (реже витерит, BaCO_3):



При прокаливании: $2\text{BaO} + \text{O}_2 \xrightarrow{500-600^\circ\text{C}} 2\text{BaO}_2$; $2\text{BaO}_2 \xrightarrow{700^\circ\text{C}} 2\text{BaO} + \text{O}_2$

Р-ЭЛЕМЕНТЫ

13 (IIIA) группа

Увеличивается:

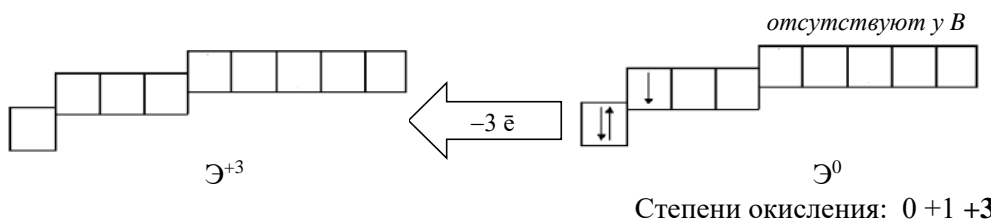
- порядковый номер
- радиус атома
- восстановительные свойства атома
- химическая активность
- металлические свойства
- основность гидроксидов
- плотность



B [He] $2s^2 2p^1$
 Al [Ne] $3s^2 3p^1$
 Ga [Ar] $4s^2 4p^1$
 In [Kr] $5s^2 5p^1$
 Tl [Xe] $6s^2 6p^1$

Уменьшается:

- электроотрицательность
- энергия ионизации
- кислотность гидроксидов



Получение

- **В:** восстановлением оксидов, термическим разложением галогенидов:
 $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} \rightarrow 2\text{B} + 3\text{MgO}$
 $2\text{BBr}_3 \rightarrow 2\text{B} + 3\text{Br}_2$
- **Al:** электролизом Al_2O_3 в расплаве криолита, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, при $t = 950^\circ\text{C}$:
 катод: $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0$
 анод: $\text{O}^{2-} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^0$
 $2\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{O}_2$
- **Ga, In, Tl** – электролизом растворов солей

Физические и физико-химические свойства

В	Al	Ga	In	Tl
Неметалл	Амфотерные элементы			Металл
<ul style="list-style-type: none"> ▫ чёрного цвета ▫ высокие t° (кипения) и t° (плавления), ▫ инертен ▫ твёрд (уступает только алмазу) 	<ul style="list-style-type: none"> ▫ серебристо-белый ▫ пластичный, ▫ лёгкий, ▫ хорошо проводит тепло и электрический ток, ▫ активен, поверхность покрыта защитной оксидной плёнкой 	<ul style="list-style-type: none"> ▫ серебристо-белого цвета, ▫ легкоплавкие, ▫ мягкие ▪ окрашивают пламя в цвета: 	фиолетовый	синеватый
			изумрудно-зелёный	

Основные характеристики элементов 13 (IIIA) группы

	B	Al	Ga	In	Tl
Латинское название	Boron	Aluminium	Gallium	Indium	Thallium
Русское название	Бор	Алюминий	Галлий	Индий	Таллий
Дата открытия	1808	1825	1875	1863	1861
Первооткрыватель	Гей-Люссак, Тенар, Дэви	Эрстед	Лекок де Буабодран	Райх, Рихтер	Крукс
Атомный номер	5	13	31	49	81
Относительная масса атома	10,81	26,98154	69,723	114,82	204,3833
Радиус атома (пм)	83,1	143,1	122,1	162,6	170,4 (α)
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	800,6	577,4	578,8	558,3	589,3
Энергия сродства к $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	26,7	44	~30	~30	~20
Электроотрицательность (по Полингу)	2,04	1,61	1,81	1,78	1,62
t плавления (К)	2573	933,52	302,93	429,32	576,7
t кипения (К)	3931	2740	2676	2353	1730
Плотность (г/см ³ , тв.)	2,340 (β)	2,698	5,907	7,310	11,850
Объём 1 моля (см ³)	4,62	10,00	11,81	15,71	17,24
Основные изотопы (массовые числа)*	10, 11	26*, 27	67*, 69, 71, 72*	111*, 113, 114*, 115*	203, 204*, 207, 208*
Содержание в земной коре (% по массе)	1·10 ⁻³	8,2	1,8·10 ⁻³	4,9·10 ⁻⁶	6·10 ⁻⁵
Аллотропные модификации**	6 модификаций	Al (Cu)	4 модификации	1 (тетрагон.)	α-Tl (Mg) β-Tl(α-Fe) γ-Tl(Cu)
Основные природные соединения	бура Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O колеманит Ca ₂ [B ₃ O ₄ – (OH) ₃] ₂ ·2H ₂ O кернит Na ₂ B ₄ O ₇ ·4H ₂ O сассолин H ₃ BO ₃	бокситы: AlO(OH), Al ₂ O ₃ ·nH ₂ O криолит Na ₃ [AlF ₆] корунд Al ₂ O ₃ алюмосиликаты Al ₂ O ₃ ·nSiO ₂ ·mM _x O _y – (М – щелочной или щелочноземельный металл)	как побочный продукт при очистке Zn и Cu, галлит CuGaS ₂	как примесь сульфидных руд Zn и Pb, побочный продукт при их плавке	как побочный продукт при плавке Zn и Pb, как примесь
			принадлежат к числу редких и рассеянных элементов		

Происхождение названий элементов

B – от позднелат. *borax* – «бура»; **Al** – от лат. *alumen* – «квасцы»; **Ga** – от лат. *Galila* – «Франция»; **In** – по линии индиго в его спектре; **Tl** – от греч. *θαλόξ (thallos)* – «зелёный»

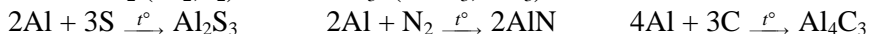
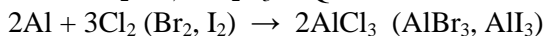
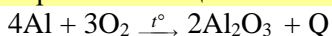
* Знаком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α-Fe и Mg – см. с. 33).

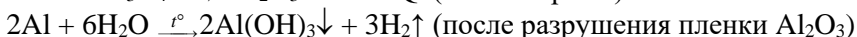
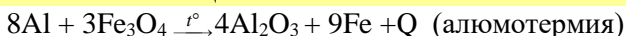
Химические свойства алюминия

металл, сильный восстановитель
(активность несколько снижена из-за плотной пленки Al_2O_3)

С простыми веществами:

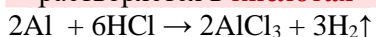


Со сложными веществами:

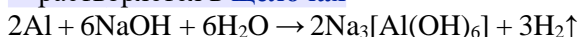


Обладает амфотерными свойствами:

✓ растворяется в **кислотах**



✓ растворяется в **щелочах**



С конц. H_2SO_4 и HNO_3 на холоду **не** взаимодействуют; при нагревании образует соли и SO_2 или NO_2 :



Ханс Кристиан Эрстед (1777-1851) – датский учёный, физик, исследователь явлений электромагнетизма. В его честь названа единица напряжённости магнитного поля. Впервые получил алюминий

До открытия промышленного способа получения алюминия этот металл был дороже золота, из него делали разнообразные ювелирные изделия. Так, по приказу Наполеона III, алюминиевые столовые приборы подавались на торжественных обедах ему и самым почётным гостям. Другие гости пользовались приборами из золота и серебра.

Д. И. Менделееву в 1889 г. были подарены весы с чашами из золота и алюминия.

В романе Н. Г. Чернышевского «Что делать?» (1863) главный герой описывает свой сон – видение будущего, в котором люди живут в многоэтажных зданиях из стекла и алюминия; из алюминия выполнена и мебель. Мода на ювелирные изделия из алюминия сразу прошла, когда появились новые технологии его получения, во много раз снизившие себестоимость. В настоящее время среднесуточное мировое производство алюминия составляет 128,6 тыс. т

Соединения алюминия

класс	свойства	получение
оксид Al_2O_3 □ очень твёрдый (корунд) □ белого цвета	✓ с водой не реагирует ✓ амфотерный с преобладанием основных свойств $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ ✓ сплавляется со щелочами и карбонатами щелочных металлов: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$	▪ очисткой природных соединений $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ белого цвета	✓ амфотерный : $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	осаждением из растворов солей: $\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} (\text{без избытка}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{KCl}$
соли	✓ галогениды – бесцветные кристаллические вещества, возгоняющиеся при нагревании ✓ хорошо растворимы в воде кроме AlF_3 , AlPO_4 ✓ сульфиды, сульфиты и карбонаты гидролизуются	без особенностей
гидрид белого цвета	✓ с основными гидридами $\text{AlH}_3 + \text{LiH} \rightarrow \text{Li}[\text{AlH}_4]$	$3 \text{Li}[\text{AlH}_4] + \text{AlCl}_3 \rightarrow 4\text{AlH}_3 + 3\text{LiCl}$

Применение

Алюминий – один из наиболее широко применяемых металлов:

- основа лёгких сплавов (дуралюмин – с 5% Cu и 2% Mg), алюминиевые бронзы (Cu + 5% Al) – для чеканки монет;
- пигмент краски «серебрянка»;
- «раскислитель» стали;
- для сварки стали

(алюмотермия: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$, $\Delta H_{0\ 298} = -841 \text{ кДж}$)

Оксид алюминия – в абразивных материалах, диэлектриках

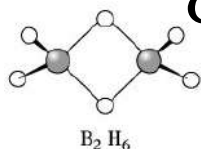
Галогениды алюминия – катализаторы в различных процессах

Гидрид алюминия – компонент твёрдого ракетного топлива

Химические свойства бора

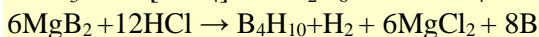
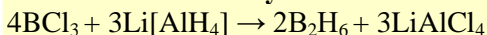
Неметалл, весьма инертен, при сильном нагревании – восстановитель

С неметаллами	$B + H_2 \neq$ $4B + 3O_2 \xrightarrow{>700^\circ C} 2B_2O_3$ $2B + 3F_2 (I_2, Cl_2) \xrightarrow{t^\circ} 2BF_3 (BI_3, BCl_3)$ $2B + N_2 \xrightarrow{>1200^\circ C} 2BN$ $4B + C \xrightarrow{>1200^\circ C} B_4C$
С металлами	$2B + 3Ni \xrightarrow{t^\circ} Ni_3B_2$
С водой	$2B + 6H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2H_3BO_3 + 3H_2\uparrow$
С кислотами	$B + 3HNO_3(конц.) \xrightarrow{t^\circ} H_3BO_3 + 3NO_2\uparrow$ <i>аналогично с $H_2SO_4(конц.)$ и с $HNO_3 + 3HCl$</i>
С некоторыми оксидами	$4B + 3SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} 3Si + 2B_2O_3$

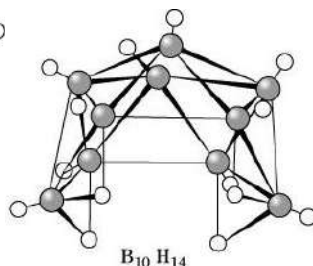
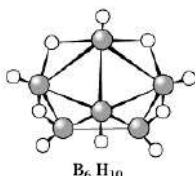
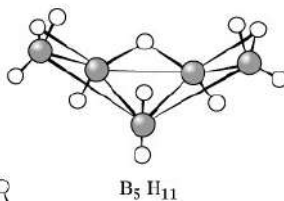
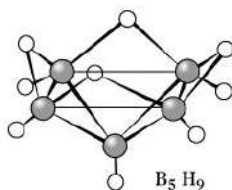
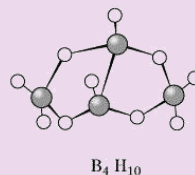


Соединения бора

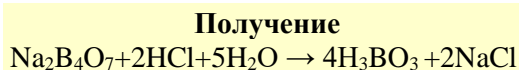
Получение



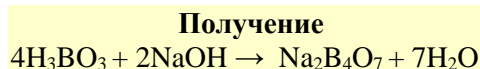
класс	свойства
гидриды (бораны) $B_nH_{2n+2}, n \geq 2$	<p>обладают высокой химической активностью и очень большой теплотой сгорания, представляют интерес как ракетное топливо;</p> <p>$n = 2 - 4$: газы с отвратительным запахом, ядовиты;</p> <p>$n > 4$: жидкие и твёрдые вещества</p> <p>✓ воспламеняются на воздухе: $B_2H_6 + 3O_2 \rightarrow B_2O_3 + 3H_2O + 2025 \text{ кДж/моль}$</p> <p>✓ гидролизуются водой и щелочами: $B_2H_6 + 6H_2O \rightarrow 2H_3BO_3 + 6H_2\uparrow$</p> <p>✓ с галогенами: $B_2H_6 + 6Cl_2 \rightarrow 2BCl_3 + 6HCl$ $B_{10}H_{14} + I_2 \rightarrow B_{10}H_{13}I + HI$</p>



оксиды B_2O_3	бесцветное кристаллическое вещество ✓ легко гидролизуется $B_2O_3(тв) + 3H_2O(ж) \rightarrow 2H_3BO_3(тв.)$ ✓ кислотный оксид: $2B_2O_3 + 2KOH + H_2O \rightarrow K_2[B_4O_5(OH)_4]$ $B_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{сплав.} 2KBO_2 + H_2O$ $B_2O_3 + 6HF \rightarrow 2BF_3\uparrow + 3H_2O$	Получение $4B + 3O_2 \rightarrow 2B_2O_3$ $2H_3BO_3 \xrightarrow{t^\circ} B_2O_3 + 3H_2O$

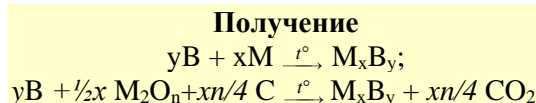


класс	Свойства
кислоты	$H_3BO_3 \xrightarrow{t^\circ} (HBO_2)_x \xrightarrow{t^\circ} H_2B_4O_7 \xrightarrow{t^\circ} B_2O_3$ ортоборная метаборная тетраборная ✓ H_3BO_3 – слабая кислота



соли	✓ соли борной кислоты – бораты, ✓ известны тетрабораты и полимерные диоксобораты щелочных металлов – нестехиометрические соединения; $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ – бура
-------------	---

галогениды	✓ разлагаются в воде и спирте $BHal_3 + 3H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 3HHal$	Получение $2B + 3Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} 2BHal_3$
-------------------	---	---



бориды	✓ B_2S_3 – сульфид бора, BN – нитрид бора, BP – фосфид бора, B_4Si_3 – силицид бора ✓ бориды металлов – Be_4B , CrB, AlB_2 , CaB_6 , MB_2 – нестехиометрические соединения
---------------	---

Применение B – компонент сплавов, полупроводниковый материал; BN – для изготовления абразивных материалов; B_2O_3 – для получения специальных стёкол; H_3BO_3 – в медицине; $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ – в производстве стекла, керамики, цемента
--

Химические свойства Ga, In, Tl

Ga	In	Tl
усиление металлических свойств →		
с кислотами и щелочами		
$2\text{Ga} + 6\text{HCl} = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Ga} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Ga}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$	$2\text{In} + 6\text{HCl} = 2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{In} + \text{NaOH} \neq$	$2\text{Tl} + 6\text{HCl} = 2\text{TlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Tl} + \text{NaOH} \neq$
с кислородом		
на воздухе покрыт прочной оксидной плёнкой		
$4\text{Ga} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ga}_2\text{O}_3$	$4\text{In} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{In}_2\text{O}_3$	$4\text{Tl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Tl}_2\text{O}$
с галогенами		
$2\text{Ga} + 3\text{Hal}_2 \rightarrow 2\text{GaHal}_3$	$2\text{In} + 3\text{Hal}_2 \rightarrow 2\text{InHal}_3$	$2\text{Tl} + 3\text{Hal}_2 \rightarrow 2\text{TlHal}_3$ $\text{TlHal}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{TlHal} + \text{Hal}_2$

Соединения Ga, In, Tl

класс	Ga	In	Tl
оксиды	Ga_2O_3 – белый	In_2O_3 – жёлтый	Tl_2O – тёмно-бурый Tl_2O_3 – окислитель
	нерастворимы в воде		
<div>□ □ □</div>	усиление основных свойств, увеличение растворимости в кислотах		
гидроксиды	растворимы в кислотах и щелочах		
	$\text{Э}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{ЭCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Э}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Э}(\text{OH})_6];$ $\text{Э}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплав.}} \text{NaЭO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$		
галогениды гидриды	аналогичны AlHal_3 и AlH_3		
соединения Э(І)	неустойчивы		Tl_2O – основный оксид, $2\text{TlOH} = \text{Tl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ сильное основание

Применение

для получения сплавов, полупроводниковых соединений, амальгам;
In – для изготовления зеркал и электролитических покрытий

14 (IV A) группа

Увеличивается:

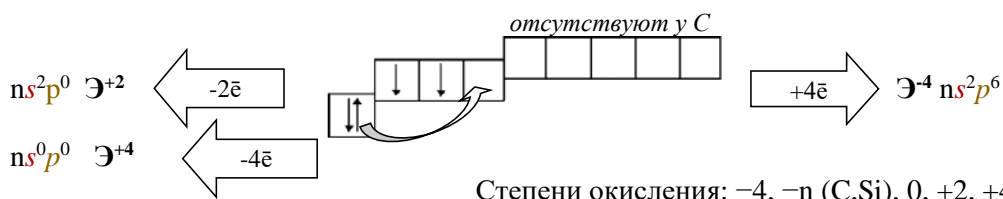
- радиус атома
- восстановительные свойства (Δ^+)
- окислительная способность (Δ^+)
- металлические свойства
- полярность связей



C [He] $2s^2 2p^2$
 Si [Ne] $3s^2 3p^2$
 Ge [Ar] $4s^2 4p^2$
 Sn [Kr] $5s^2 5p^2$
 Pb [Xe] $6s^2 6p^2$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность
- температура кипения
- температура плавления
- склонность к образованию цепей из атомов



Получение

- **C:** **графит** – переработкой углей;
алмаз – из природных минералов, искусственно.
- **Si:** в лаборатории: $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Si} + 2\text{MgO}$;
 $\text{SiCl}_4 + 2\text{Zn} \rightarrow \text{Si} + 2\text{ZnCl}_2$ в промышленности: $\text{SiO}_2 + \text{Fe} + \text{C} \rightarrow (\text{Si}, \text{Fe}) + \text{CO}_2 \uparrow$;
 $\text{SiO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 \uparrow + \text{Si}$.
- **Sn:** из руд $\text{SnO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Sn} + 2\text{CO} \uparrow$; из растворов $\text{SnCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Sn} + \text{ZnCl}_2$
- **Pb:** из руд: $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2 \uparrow$; $\text{PbO} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Pb} + \text{CO} \uparrow$

Физические и физико-химические свойства

C	Si	Ge	Sn	Pb
неметаллы		металлы с амфотерными свойствами		
<ul style="list-style-type: none">■ существуют в виде нескольких аллотропных форм (кристаллических модификаций).■ физические и химические свойства сильно зависят от формы существования (см. таблицу)		<ul style="list-style-type: none">▪ серебристо-белый металл;▪ хрупкий;▪ устойчив к действию воздуха и воды, а также кислот (кроме азотной) и щелочей	<ul style="list-style-type: none">▪ серебристо-белый металл;▪ мягкий;▪ на воздухе покрыт оксидной плёнкой, не реагирует с кислородом и водой;▪ растворим в кислотах и щелочах	<ul style="list-style-type: none">▪ тускло-серый металл;▪ тяжёлый;▪ мягкий;▪ ковкий;▪ на воздухе покрыт оксидной плёнкой, стойкой к химическим воздействиям

Основные характеристики элементов 14 (IVA) группы

	C	Si	Ge	Sn	Pb
Латинское название	Carbon	Silicium	Germanium	Stannum	Plumbum
Русское название	Углерод	Кремний	Германий	Олово	Свинец
Дата открытия	Известен с доисторических времен	1824	1886	Известен до н.э.	
Первооткрыватель		Берцелиус	Винклер		
Атомный номер	6	14	32	50	82
Относительная масса атома	12,011	28,0855	72,61	118,710	207,2
Радиус атома (пм)	77	117	122,5	140,5	175,0
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	1086,2	786,5	762,1	708,6	715,5
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	121,9	133,6	116	116	35,1
Электроотрицательность (по Полингу)	2,55	1,90	2,01	1,96	2,33
t плавления (К)	~3820 алмаз	1683	1210,6	505,1	600,65
t кипения (К)	t возгонки ~5100	2628	3103	2543	2013
Плотность (г/см ³)	3,51 алмаз 2,26 графит	2,33	5,32	7,31-β 5,75-α	11,35
Объём 1 моля (см ³)	3,42 (алмаз)	12,06	13,63	16,24-β	18,26
Основные изотопы (массовые числа)*	11*, 12, 13, 14*	28 - 30, 32*	68*, 70, 71*, 72-74, 76, 77*	112, 113*, 114- 120, 121*, 122, 124	204, 205*, 206- 208, 210*, 214*
Содержание в земной коре (% по массе)	4,8·10 ⁻²	27,7	1,8·10 ⁻⁴	2,2·10 ⁻⁴	1,4·10 ⁻³
Аллотропные модификации**	более 6 модифи- каций	5 модифи- кации	Ge (алмаз), высокое P Ge (α-Fe) +2 модиф.	α-Sn серое (алмаз), β-Sn белое (тетрагон) γ-Sn (ромб.)	Pb (Cu)
Основные природные соединения	уголь, нефть, природный газ, торф, сланцы в свобод- ном виде: графит, алмаз	кремнезем, кварц – SiO ₂ - силикаты (глины, полевые шпаты сланцы, слюды, др.)	германит- Cu ₃ GeS ₄ аргиродит- AgGeS ₆ , как побоч- ный продукт очистки Zn и Cu	касситерит (оловянный камень) – SnO ₂ станнин (оловянный колчедан) – Cu ₂ FeSnS ₄	галенит (свинцовый блеск) – PbS англезит – PbSO ₄ церуссит – PbCO ₃ пироморфит- Pb ₅ (PO ₄) ₃ Cl

Происхождение названий элементов:

C – от лат. *carbo* «уголь»; **Si** – от лат. *silex* – «кремень»; **Ge** – от лат. *Germania* – «Германия»

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (основные структурные типы см. с. 33); графит и алмаз – в этом разделе.

Описание аллотропных форм углерода, кремния, олова

C

- **алмаз** – бесцветный, очень твёрдый прозрачный кристалл, сильно преломляющий свет; не проводит электрический ток; C в состоянии sp^3 -гибридизации, имеет трёхмерную структуру;
- **графит** – серо-чёрная, непрозрачная, жирная на ощупь чешуйчатая масса, проводит электрический ток; атомы C в состоянии sp^2 -гибридизации; имеет слоистую структуру;
- **карбин** – мелкокристаллический порошок чёрного цвета, обладает полупроводниковыми свойствами, получен синтетически, в природе – минерал чаоит (прожилки и вкрапления в графите); при сильном нагревании без доступа воздуха превращается в графит; имеет цепочечную структуру (цепочки $\dots-C\equiv C-C\equiv C-\dots$);
- **поликумулен** – получен синтетически; порошок чёрного цвета, имеет цепочечную структуру (цепочки $\dots=C=C=C=\dots$);
- **лонсдейлит** – найден в метеоритах и получен искусственно («гексагональный алмаз»), имеет трёхмерную структуру;
- **фуллерен** – получен синтетически, чёрно-коричневые или чёрно-фиолетовые кристаллы, имеют молекулярную структуру; формульные единицы – C_{60} и C_{70} (многогранники с чередующимися 6- и 5-угольными гранями); есть данные о существовании формульных единиц C_{20} , C_{28} , C_{36} , а также C_{78} , C_{82} , C_{84} , C_{90} , C_{94} , C_{96} , ... C_{240} , C_{540}

Si – имеет 5 аллотропных форм:

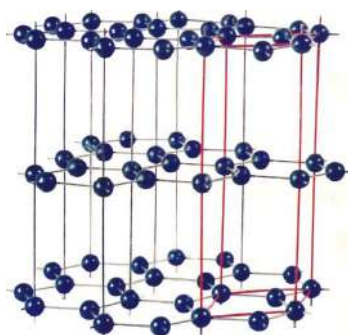
- алмазоподобная структура, непрозрачен, тёмно-серые кристаллы с металлическим блеском, типичный полупроводник, атомы Si в состоянии sp^3 -гибридизации, инертен;
- бурый порошок, аморфен, реакционноспособен;
- фазы высокого давления (тетрагональная, кубическая и гексагональная)

Sn

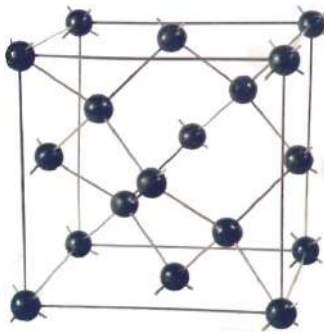
- **белое олово** – β -Sn – наиболее устойчиво, типичный металл, серебристо-белого цвета, медленно тускнеет на воздухе. При температуре ниже $13,2^\circ\text{C}$ начинает медленно переходить в α -Sn; при понижении температуры скорость перехода $\beta \rightarrow \alpha$ («оловянная чума») сильно возрастает и достигает максимума при -33°C , плотность вещества при переходе увеличивается на $\sim 25\%$, металл превращается в серый порошок;
- **серое олово** – α -Sn – полупроводник, порошок серого цвета. Имеет структуру типа алмаза;
- **хрупкое олово** – γ -Sn – устойчиво от 161°C и до температуры плавления

«Оловянная чума» – одна из причин гибели экспедиции Скотта к Южному полюсу в 1912 году. Она осталась без горючего из-за того, что топливо просочилось из запаянных оловом баков, поражённых «оловянной чумой». Некоторые историки указывают на «оловянную чуму» как на один из факторов поражения армии Наполеона в России в 1812 году: сильные морозы привели к превращению оловянных пуговиц на мундирах солдат в порошок

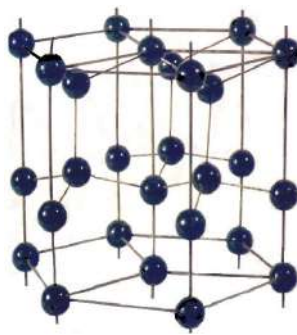
Кристаллические модификации углерода



графит



алмаз

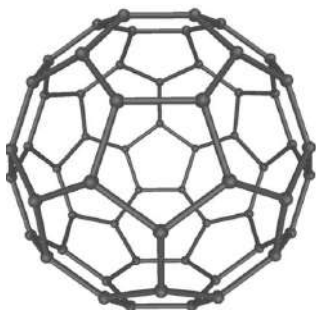


лонсдейлит

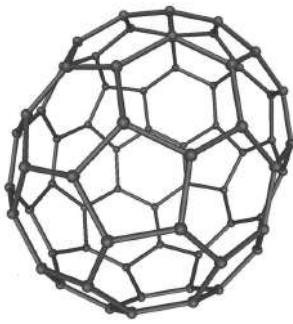
Химические свойства углерода и кремния

Окислитель	Углерод (C)	Кремний (Si)
	$2C + Ca \xrightarrow{t^\circ} CaC_2$ $3C + CaO \xrightarrow{t^\circ} CaC_2 + CO\uparrow$ $C + 2H_2 \xrightarrow{t^\circ} CH_4\uparrow$ $3C + 4Al \xrightarrow{t^\circ} Al_4C_3$	<i>малоактивен</i> $Si + 2Ca \xrightarrow{t^\circ} Ca_2Si$
Восстановитель	$C + O_2 \xrightarrow{>500^\circ C} CO_2$ $2C + O_2 \xrightarrow{>900^\circ C} 2CO\uparrow$ $C + H_2O \xrightarrow{>1200^\circ C} CO\uparrow + H_2\uparrow$ $C + 2H_2O \xrightarrow{<1200^\circ C} CO_2\uparrow + 2H_2\uparrow$ $C + 2ZnO \xrightarrow{t^\circ} 2Zn + CO_2\uparrow$ $3C + 4HNO_3 = 3CO_2\uparrow + 4NO\uparrow + 2H_2O$	$Si + 2F_2 \xrightarrow{t^\circ} SiF_4\uparrow$ $Si + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SiO_2$ $Si + 2Cl_2 \xrightarrow{600^\circ C} SiCl_4\uparrow$ $Si + C \xrightarrow{t^\circ} SiC$
Со щелочами		
C + щёлочь \neq		$Si + 4KOH = K_4SiO_4 + 2H_2\uparrow$
C кислотами		
$C + 4HNO_3 = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$ конц.		$Si + 4HNO_3 = SiO_2 + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$ конц.

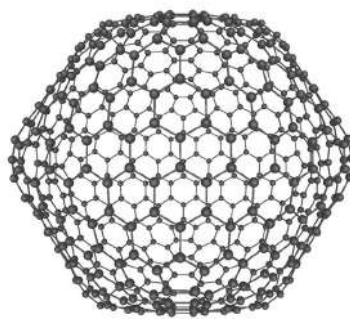
Фуллерены



Структурные единицы: C₆₀



C₇₀



C₅₄₀

Соединения углерода и кремния

Оксиды

CO ₂ углекислый газ	CO угарный газ	SiO ₂
Получение:		
в лаборатории: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2\uparrow + \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ в промышленности: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2\uparrow + \text{CaO}$	$2\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}\uparrow$ $2\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.}} \text{CO}\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{HCl}$
Физические свойства		
газ без цвета, тяжелее воздуха, растворим в воде	газ без цвета и запаха, ядовит, малорастворим в воде	твёрдое вещество, тугоплавкое, инертное, нерастворимое в воде
Химические свойства		
<ul style="list-style-type: none"> • кислотный оксид $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{MgO} = \text{MgCO}_3$ <ul style="list-style-type: none"> • окислитель: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}\uparrow$ $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{MgO}$	<ul style="list-style-type: none"> • несолеобразующий оксид • восстановитель $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2\uparrow$ $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2\uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> • кислотный оксид $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3$ <ul style="list-style-type: none"> • взаимодействие с кислотами – только с HF: $\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> • взаимодействует с солями летучих кислот: $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

Кислоты

Углерод	Кремний
Угольная кислота – H_2CO_3 Существует только в растворе, в свободном виде неустойчива, слабый электролит $\text{H}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	Кремниевые кислоты Все кислоты малорастворимы в воде H_2SiO_3 ($\text{SiO}_2, \text{H}_2\text{O}$) – метакремниевая кислота – слабая кислота $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5, \text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9$ ($2\text{SiO}_2, \text{H}_2\text{O}$), – дикремниевые кислоты – слабые кислоты H_4SiO_4 – ортокремниевая кислота – кислота средней силы $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$ – пирокремниевая кислота – кислота средней силы Получение: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$

Соли

Углерод	Кремний
<p>Карбонаты – соли угольной кислоты Na_2CO_3, K_2CO_3, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – растворимы в воде, подвергаются гидролизу; $\text{M}^{\text{II}}\text{CO}_3$ – малорастворимы Получение: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Химические свойства: $\text{M}^{\text{II}}\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{MO} + \text{CO}_2$; $\text{M} = \text{Ca}, \text{Sr}, \text{Ba}, d\text{-элементы}$ Na_2CO_3, K_2CO_3 – плавятся без разложения Гидрокарбонаты Na, K, Ca, Sr, Be, NH_4^+ растворимы в воде, термически неустойчивы: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Получение: $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Качественная реакция на CO_3^{2-} $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CO}_2\uparrow + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ белый цвет $\text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ избыток</p>	<p>Силикаты – соли метакремниевой кислоты. Силикаты (кроме K_2SiO_3, Na_2SiO_3) – тугоплавкие вещества. Получение: $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Химические свойства: растворимы в воде только соли щелочных металлов (жидкие стёкла) • с кислотами (даже слабыми): $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 =$ $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ • подвергаются гидролизу: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons$ $= \text{NaHSiO}_3 + \text{NaOH}$ $2\text{NaHSiO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ • растворы со временем мутнеют из-за реакции: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2\downarrow$</p>

Применение

Углерод – при производстве карандашей, в качестве смазки при высоких температурах, в качестве электродов. **Алмаз** – как абразивный материал и в ювелирном деле

Фуллерены – как полупроводники и как сверхпроводники; для получения искусственных алмазов, как оптические затворы, для увеличения жизни узлов трения; в медицине как мощные антиоксиданты, средства в лечении вируса иммунодефицита человека

Карбонаты

Na_2CO_3 – в производстве стекла, мыла, бумаги, моющих средств;
 K_2CO_3 – в производстве жидкого мыла; CaCO_3 – в строительстве;
 NaHCO_3 – («чайная сода») в пищевой промышленности, в медицине

Силикаты

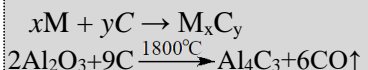
При получении стёкол ($\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ – обычное стекло; $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ – тугоплавкое стекло; $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$ – хрусталь); в производстве цемента, керамики, в строительной промышленности

Карбиды и силициды

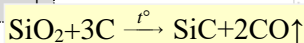
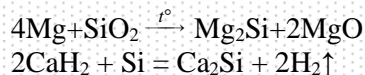
Карбиды металлов

Карбид кремния

Силициды металлов M_xSi_y

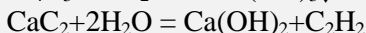


Получение:



Карбиды металлов – тугоплавкие твёрдые вещества, не проводят электрический ток

•солеобразные: метаниды Be_2C , Al_4C_3 ; ацетилениды Li_2C_2 , Ag_2C_2 , Cu_2C_2 , CaC_2 активно реагируют с водой: $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 \downarrow + 3CH_4 \uparrow$

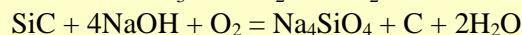
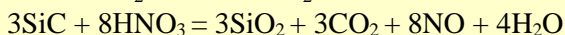
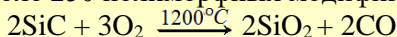


реагируют с кислотами: $Ag_2C_2 + 2HCl \downarrow = 2AgCl + C_2H_2 \uparrow$

•ковалентные (TiC , WC , ZrC) химически инертны

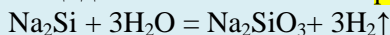
•металлоподобные – имеют нестехиометрический состав (цементит Fe_3C , др.)

Карбид кремния – бесцветные очень твёрдые кристаллы, в том числе со структурой алмаза (карборунд), имеет около 250 полиморфных модификаций, инертен

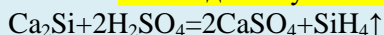


Силициды металлов – тугоплавкие кристаллические вещества; химически стойкие даже при высоких t° состава от M_3Si до MSi_2 . Известны $TaSi_3$, Mn_3Si , Cr_2Si_3 , $Li_{22}Si_5$, $CsSi_8$, Cu_8Si и др. Структуры имеют ковалентные связи $M-M$ и $Si-Si$

• силициды активных металлов реагируют с водой:



• почти все взаимодействуют с кислотами:



В природе карбид кремния SiC встречается в очень малых количествах в виде минерала муассанита в метеоритах и в месторождениях корунда и кимберлита. Видимо, широко распространён в космосе. Впервые был обнаружен в 1905 г. в метеорите Анри Муассаном (честь которого и был назван). Практически любой карбид кремния, продаваемый в виде муассанитового украшения – синтетический

Соединения с водородом и галогенами

Углеводороды и их галогензамещенные

C_xH_y , $C_xH_yHal_z$ – (алканы, алкены, алкины и др.) – предмет изучения органической химии

Силаны – (кремневодороды, гидриды кремния) – соединения кремния с водородом общей формулы Si_nH_{2n+2}

Получение
 $Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4 \uparrow$

Физические свойства

SiH_4 – силан и Si_2H_6 – дисилан – бесцветные газы с неприятным запахом, самовоспламеняются на воздухе; трисилан – Si_3H_8 – бесцветная ядовитая летучая жидкость. Наивысший известный силан – Si_8H_{18} (твёрдое вещество). В отличие от алканов, обладают меньшей устойчивостью и большей химической активностью

Химические свойства

самовоспламеняются на воздухе: $SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$

с растворами **щелочей**: $SiH_4 + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 4H_2 \uparrow$
 $Si_2H_6 + 6H_2O = 3SiO_2 + 9H_2 \uparrow$

с галогенами (со взрывом): $SiH_4 + 4Cl_2 = SiCl_4 + 4HCl$

Хлорид кремния, $SiCl_4$ и фторид кремния, SiF_4

Получение

$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} SiCl_4 + 2CO \uparrow$

$Si + 2Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} SiCl_4$

$SiO_2 + 4HF \xrightarrow{t^\circ} SiF_4 \uparrow + 2H_2O$

Физические свойства

$SiCl_4$ – жидкость,

SiF_4 – бесцветный газ с резким запахом

Химические свойства

гидролизуются: $SiCl_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 \downarrow + 4HCl$
($SiO_2 \cdot nH_2O$)

$SiF_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 \downarrow + 4HF$

с галогенводородами: $SiF_4 + 2HF = H_2[SiF_6]$ (сильная **кислота**)

Химические свойства Ge, Sn, Pb



Ge	Sn	Pb
■ устойчивы к окислению кислородом воздуха		
■ с кислородом:		
$\text{Ge (Sn)} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{GeO}_2 \text{ (SnO}_2\text{)}$		$2\text{Pb} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO}$
■ с кислотами:		
$\text{Ge} + 8\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{Ge(NO}_3\text{)}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ge} + \text{HCl (H}_2\text{SO}_4 \text{ разб.)} \neq$		$\text{Э} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{Э(SO}_4\text{)}_2 + 2\text{SO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Э} + 2\text{HCl (H}_2\text{SO}_4 \text{ разб.)} \rightarrow \text{ЭCl}_2 \text{ (ЭSO}_4\text{)} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Э} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{Э(NO}_3\text{)}_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
■ с растворами щелочей:		
$\text{Ge} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{GeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$		$\text{Э} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2[\text{Э(OH)}_4] + \text{H}_2\uparrow$
■ с водой: $\text{Э} + \text{H}_2\text{O} \neq$		
		$\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{PbCO}_3 + \text{H}_2\uparrow$
■ с неметаллами:		
$\text{Э} + \text{S (Se, Te)} \xrightarrow{t^\circ} \text{ЭС (ЭSe, ЭTe)}$		

Соединения Ge, Sn, Pb



Оксиды, гидроксиды, кислоты

	Ge	Sn	Pb
Э ⁺² оксиды, гидроксиды	амфотерны $\text{Э(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ЭCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{ЭO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ЭCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Э(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Э(OH)}_4]$ $\text{ЭO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Э(OH)}_4]$		
Э ⁺⁴ оксиды	кислотный $\text{GeO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{GeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	амфотерны $\text{ЭO}_2 + 4\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплав.}} \text{Na}_4\text{ЭO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	
		$\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn(SO}_4\text{)}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
основания кислоты	$\text{GeO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – кислота $\text{H}_2\text{GeO}_3, \text{H}_4\text{GeO}_4$	амфотерен $\text{H}_2[\text{Sn(OH)}_6]$	основание $\text{H}_2[\text{Pb(OH)}_6]$

Соли

(устойчивые соли образуют только Э⁺²)

	Ge	Sn	Pb
Галогениды ЭHal ₂	кристаллические вещества, плавятся без разложения, окраска в ряду галогенов усиливается от бесцветной до оранжево-красной; растворимы в воде; подвержены гидролизу : $\text{ЭHal}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ЭO} + 2\text{HHal}$		
Тетрагалогениды ЭHal ₄	<p style="text-align: center;">-----> уменьшение устойчивости</p> <p>■ подвергаются гидролизу: $\text{ЭCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Э(OH)}_4 + 4\text{HCl}$ ■ с галогенидами: $\text{ЭF}_4 + 2\text{KF} \rightarrow \text{K}_2[\text{ЭF}_6]$</p>		
Сульфиды ЭS ЭS ₂	<p>■ при нагревании на воздухе: $2\text{ЭS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ЭO} + 2\text{SO}_2\uparrow$; $\text{ЭS} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ЭSO}_4$</p> <p>■ с разбавленными кислотами: $3\text{ЭS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Э(NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 3\text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{ЭS} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ЭSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>■ с полисульфидами: $\text{ЭS} + \text{K}_2\text{S}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{ЭS}_3]$ $\text{PbS} + \text{K}_2\text{S}_2 \neq$</p>		
Нитраты, сульфаты, карбонаты	не характерны	■ свойства без особенностей	
		■ при нагревании : $\text{SnSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{SnO}_2 + \text{SO}_2\uparrow$	$2\text{Pb(NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{PbSO}_4 \neq$
		■ подвергаются гидролизу (M⁺⁴) : $\text{Sn(SO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2[\text{Sn(OH)}_6]\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Pb(SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	
Дисульфиды	$\text{ЭS}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Э(OH)}_6] + 2\text{Na}_2\text{S}$ $\text{ЭS}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{ЭS}_3$		—

Применение

- **Ge** и его соединения – для изготовления полупроводниковых приборов, оптических стёкол
- **Sn** и его соединения – для получения сплавов, «белой жести», фольги, для «позолоты», мозаичных работ
- **Pb** и его соединения – для получения сплавов, электродов, аккумуляторов, защиты от радиоактивного излучения, в стекольной промышленности (получение хрусталя), в керамике, при изготовлении красок

15 (VA) группа

Увеличивается:

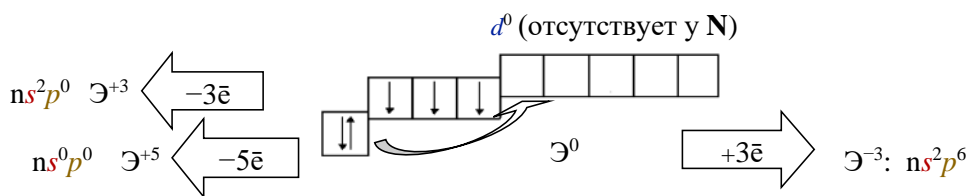
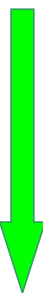
- ° радиус атома
- ° восстановительные свойства (Δ^{+3})
- ° окислительная способность (Δ^{+5})
- ° металлические свойства
- ° полярность связи
- ° стабильность с.о. +3



N	[He] $2s^2 2p^3$
P	[Ne] $3s^2 3p^3$
As	[Ar] $4s^2 4p^3$
Sb	[Kr] $5s^2 5p^3$
Bi	[Xe] $6s^2 6p^3$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность
- температура кипения
- температура плавления
- склонность к образованию цепей из атомов



Степени окисления: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5

Получение

- **азот:** в промышленности – фракционированием жидкого воздуха; в лаборатории: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;
- **фосфор:** $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} + 6\text{SiO}_2 \xrightarrow{\sim 1500^\circ\text{C}} \text{P}_4 + 10\text{CO}\uparrow + 6\text{CaSiO}_3$;
- **As-Sb-Bi:** $\Delta_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\Delta + 3\text{CO}\uparrow$;
в промышленности: FeAsS (арсенопирит) $\xrightarrow{t^\circ} \text{FeS} + \text{As}$

Происхождение названий элементов:

N – от лат. *nitron genes* – «образующий селитру» в русск. и франц. (*azote*) – «безжизненный»; **P** – от греч. *phosphoros* (φωσφόρος) – «несущий свет»; **As** – от греч. *ἀρσενικόν* (происходит от персидского زرنيخ (*zarnik*)) – «жёлтый пигмент», в русском языке происходит от слова «мышь», в связи с употреблением его соединений для истребления мышей и крыс; **Sb** – от лат. *anti + monos* – «не единственный»; **Bi** – *bisemutum* от немецкого *weisse Masse*, «белая масса»

Физические и физико-химические свойства				
Азот	Фосфор	As	Sb	Bi
неметаллы			металлы с амфотерными свойствами	
<ul style="list-style-type: none"> газ без цвета, запаха и вкуса; плохо растворим в воде; незначительно легче воздуха; при обычных условиях практически нереакционноспособен 	<ul style="list-style-type: none"> существует в виде многих аллотропных модификаций; белый фосфор (P₄) мягок и легко воспламеняется; красный – порошок, негорюч; ни одна из форм не реагирует с водой и разб. кислотами, но реагируют со щелочами; в парах существует в виде молекул P₄ 	<ul style="list-style-type: none"> существует в виде 3 аллотропных модификаций (жёлтый, серый и чёрный); α-As, «металлический» – серое хрупкое вещество с металлическим блеском; покрывается оксидной плёнкой; горит; устойчив к действию воды, кислот, щелочей 	<ul style="list-style-type: none"> существует в виде 4 аллотропных модификаций; обычная Sb – (серая) синевато-белая; блестящая; твёрдая; хрупкая; устойчива к воздействию воды, кислот, щелочей 	<ul style="list-style-type: none"> серебристо-розоватый металл; хрупкий; легкоплавкий; устойчив к действию кислорода и воды; растворяется в конц. HNO₃

Фосфор

Азот Висмут Мышьяк Сурьма

Описание аллотропных форм фосфора

▫ **белый** – (α-P – кубическая решётка, плотность 1,828 г/см³, β-P – ортогональная решетка, плотность 1,88 г/см³, образуется из α-P при –77,8°С) бесцветен, ядовит, активен, на воздухе воспламеняется, нерастворим в воде, растворим в CS₂, медленное окисление его паров сопровождается свечением, имеет молекулярную структуру из P₄;

▫ **красный** – аморфный порошок красноватого цвета, менее реакционноспособен, на воздухе не окисляется, абсолютно чистый красный фосфор неядовит, не растворим в воде и в CS₂;

▫ **чёрный** – кристаллический порошок чёрного цвета, похож на графит, обладает наибольшей плотностью (2,7 г/см³), получают из белого нагреванием свыше 400° (либо при 220° под давлением) кристалл построен из бесконечных слоёв, в отличие от углерода, слои гофрированные; неядовит, нелетуч, ведёт себя как полупроводник, при повышенном давлении проводит электрический ток;

▫ другие – **фиолетовый** (металлический), **коричневый, алый, стеклообразный чёрный**, др.

Основные характеристики элементов 15 (VA) группы

Символ элемента	N	P	As	Sb	Bi
Латинское название	Nitrogenium	Phosphorus	Arsenicum	Stibium	Bismuthum
Русское название	Азот	Фосфор	Мышьяк	Сурьма	Висмут
Дата открытия	1772	1669	~1250	~1600 до н.э.	~1500
Первооткрыватель	Резерфорд	Брандт (Хёнинг)	Альберт Великий		неизвестен
Атомный номер	7	15	33	51	83
Относительная масса атома	14,00674	30,97376	74,9216	121,75	208,9804
Радиус атома (пм)	71	93(α)	125	182	155
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	1402,3	1011,7	947,0	833,7	703,2
Энергия сродства к $\bar{\text{e}} \text{Э} \rightarrow \text{Э}$ (кДж/моль)	-7	72,0	78	101	91,3
Электроотрицательность (по Полингу)	3,04	2,19	2,18	2,05	2,02
t плавления (К)	63,29	317,3(α)	1090 (α)	903,9	544,5
t кипения (К)	77,4	553	889 возгонка	1908	1833
Плотность (г/см ³ , тв.)	1,026	1,82(α)	5,78 (α)	6,691	9,747
Объём 1 моль (см ³)	3,65 (21К)	17,02(α)	12,95 (α)	18,2	21,44
Основные изотопы (массовые числа)*	13*, 14, 15	31, 32*, 33*	73*, 74*, 75, 76*	121, 122*, 123, 124*, 125*	206*, 207*, 208*, 209, 210*
Содержание в земной коре (% по массе)	$2,5 \cdot 10^{-3}$	0,1	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$4,8 \cdot 10^{-6}$
Аллотропные модификации	α-N ₂ , β-N ₂	более 6 модификаций	α-As «метал.» β-As «жёлтая» серый As	4 модификации	Bi ромбоэдрический
Основные природные соединения	свободный - из воздуха, чилийская (NaNO ₃) и индийская (KNO ₃) селитры	фторапатит Ca ₅ [PO ₄] ₃ F фосфорит Ca ₃ [PO ₄] ₂	реальгар As ₄ S ₄ аурипигмент FeAs ₂ арсенипирит As ₂ S ₃	сурьмяный блеск (стибнит, антимонит) Sb ₂ S ₃ сервантит (сурьмяная охра) Sb ₂ O ₃	висмутин (висмутовый блеск) Bi ₂ S ₃ бисмит (висмутовая охра) Bi ₂ O ₃

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

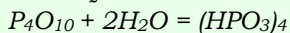
Химические свойства азота и фосфора

Азот	Фосфор
Молекула N ₂ очень устойчива. Обладает низкой реакционной способностью. Энергия связи N≡N 944 кДж/моль	Активность молекул P ₄ значительно выше, чем у N ₂ . Энергия связи P—P 172 кДж/моль
■ восстановители:	
$N_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2 NO \uparrow$	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ $P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$ $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$; $PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$
■ окислители:	
$N_2 + 6Li = 2Li_3N$ $N_2 + 3Mg \xrightarrow{t^\circ} Mg_3N_2$; $N_2 + 3Ca \xrightarrow{t^\circ} Ca_3N_2$ $N_2 + 3H_2 \xrightarrow{P, t^\circ, \text{катализатор}} 2NH_3 \uparrow$	$P_4 + 6Mg = 2Mg_3P_2$ фосфид магния
■ с кислотами:	
не взаимодействует	$3P_4 + 20 HNO_3 + 8H_2O = 12H_3PO_4 + 20NO \uparrow$ разб.
■ со щелочами:	
не взаимодействует	$P_4 + 3KOH + 3H_2O = PH_3 \uparrow + 3K(H_2PO_2)$

Появление **блуждающих огней** на старых кладбищах и болотах вызвано воспламенением на воздухе гидридов фосфора: дифосфина P₂H₄ и фосфина PH₃. Эти газы образуются при разложении органических соединений, содержащих фосфор. На воздухе дифосфин самовоспламеняется и зажигает фосфин:



Продукт сгорания, оксид фосфора (V), P₄O₁₀, при взаимодействии с влагой воздуха образует мельчайшие капли метафосфорной кислоты, которые и дают неясные, размывающиеся белые **контуры «привидения»**:



Соединения азота и фосфора с водородом

Азот	Фосфор
<p>NH_3 аммиак</p> <ul style="list-style-type: none"> бесцветный ядовитый газ с резким характерным запахом; в 2 раза легче воздуха; хорошо растворим в воде (700 л NH_3 в 1 л воды при 20°C) <p>раствор аммиака в воде называют «нашатырный спирт»</p>	<p>PH_3 фосфин</p> <ul style="list-style-type: none"> бесцветный, крайне ядовитый газ с запахом чеснока; хорошо растворим в органических растворителях (CS_2, бензоле и др.); плохо растворим в воде
Получение	
<p>в промышленности: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{P, t}^\circ, \text{катализатор}} 2\text{NH}_3\uparrow$ в лаборатории: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>$\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{PH}_3\uparrow + 3\text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{P}_4 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3\uparrow + 3\text{K}(\text{PH}_2\text{O}_2)$</p>
Химические свойства	
Основные свойства	
<p>Взаимодействие с водой: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$</p>	<p>Ограниченно растворим в воде (существенно хуже, чем NH_3): $\text{PH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PH}_4^+ + \text{OH}^-$</p>
Взаимодействие с кислотами	
<p>$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$</p>	<p>$\text{PH}_3 + \text{HI} = \text{PH}_4\text{I}$ $\text{PH}_3 + \text{HClO}_4 = \text{PH}_4\text{ClO}_4$</p>
Восстановительные свойства	
<p>$8\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + 6\text{NH}_4\text{Br}$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>Выражены сильнее, чем у NH_3: $\text{PH}_3 + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{PHO}_3) + 6\text{HI}$ $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4$</p>
Взаимодействие со щелочными и щелочноземельными металлами	
<p>$2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{NH}_3 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$</p>	<p>-</p>
<p>N_2H_4 – гидразин – газ, восстановитель</p>	<p>P_2H_4 – дифосфин – газ, восстановитель</p>

Аммиак – NH_3 – был известен ещё в Древнем Египте за 1500-1000 лет до н.э. Египетские жрецы добывали его из «нашатыря» (хлорида аммония, NH_4Cl). Для получения NH_4Cl сажа из дымоходов печей (отопливались верблюжьим навозом), подвергалась возгонке. Нашатырь также природный продукт разложения мочи и испражнений верблюдов и других животных. Позднее стали называть такие вещества, как аммиак и соли аммония, по имени оазиса Аммона, где проходили многочисленные караваны. Выделяли аммиак, нагревая нашатырь с гидроксидом кальция: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Соли аммония и фосфония

Аммоний	Фосфоний
Кристаллические вещества, хорошо растворимы, полностью диссоциируют	Соединения фосфония нехарактерны, атом Р теряет донорские свойства
Получение	
$\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$	Только с сильными акцепторами электронных пар: $\text{PH}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{PH}_4\text{I};$ $\text{PH}_3 + \text{H}[\text{BF}_4] \rightarrow \text{PH}_4[\text{BF}_4]$
Химические свойства	
Реакции термического разложения: кислота летучая: $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}\uparrow$ кислота нелетучая: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3\uparrow + \text{NH}_4\text{HSO}_4$ анион кислоты – окислитель: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$	в воде соли фосфония полностью гидролизуются: $\text{PH}_4\text{I} + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3\uparrow + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$
Взаимодействие с кислотами: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$	
Взаимодействие со щелочами: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$	
Взаимодействие с солями: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{BaSO}_4\downarrow$	

Фриц Габер (1868-1934)

Разработал в 1904-1907 г. промышленный метод синтеза аммиака из азота и водорода на осмиевом катализаторе под давлением. Способ осуществлен в 1913 г. в Германии инженером К. Бошем.
Лауреат Нобелевской премии (1918)



Синтез аммиака необходим для производства удобрений и взрывчатки. Общее производство удобрений в современном мире составляет более 100 млн тонн в год. Половина населения Земли питается продуктами, выращенными с применением удобрений, полученных с помощью процесса Габера-Боша.

Габера также называют «отцом химического оружия» за его работы в области разработки и применения хлора и других отравляющих газов во время Первой мировой войны. Габер лично руководил первым удачным применением хлора во время Битвы при Ипре 22 апреля 1915 г.

Кайзер за эти заслуги присвоил учёному звание капитана

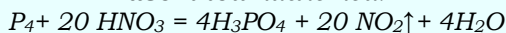
Оксиды азота

	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂ ≡ N ₂ O ₄	N ₂ O ₅
Получение	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NO} \uparrow$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{Pt, t^\circ} 4\text{NO} \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \text{ разб.} \rightarrow 3\text{Cu} \uparrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2 + \text{NO} \xrightarrow{t^\circ = -101^\circ\text{C}} \text{N}_2\text{O}_3$	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 \uparrow$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ конц.} = \text{NO}_2 \uparrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	$2\text{HNO}_3 \xrightarrow{P_2O_5} \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O}_4 \text{ ж.} + \text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \text{ ж.} + \text{O}_2 \uparrow$
Физические свойства	<ul style="list-style-type: none"> бесцветный газ; имеет слабый приятный запах; обладает анестезирующим действием; хорошо растворим в воде 	<ul style="list-style-type: none"> бесцветный газ; плохо растворим в воде; имеет низкие t° кипения и t° плавления 	<ul style="list-style-type: none"> жидкость синего цвета; при обычных условиях на 90% состоит из смеси NO₂ и NO 	<ul style="list-style-type: none"> красно-бурый газ; ядовит; при $t^\circ < +21^\circ$ – жидкость жёлтого цвета; интенсивность окраски пропорциональна степени димеризации молекул 	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные прозрачные игольчатые кристаллы; на воздухе распадаются
Химические свойства	<ul style="list-style-type: none"> не взаимодействует с H₂O, шелочами; взаимодействует с O₃, галогенами, щелочными металлами; термически неустойчив $2\text{N}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{N}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ <ul style="list-style-type: none"> окислитель, смеси с H₂, CO, NH₃ и т.д. взрывоопасны: $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$	<ul style="list-style-type: none"> реакции присоединения: $\text{TeCl}_2 + \text{NO} + 5\text{H}_2\text{O} = [\text{Te}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]\text{Cl}_2$ <ul style="list-style-type: none"> окислитель: $2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{S} = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{O} \uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ <ul style="list-style-type: none"> восстановитель: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2 \uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> с водой: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ <ul style="list-style-type: none"> со шелочами: $(\text{NO}_2)_2 + 2\text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> сильный окислитель: $2\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{S} = 2\text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> с водой: $(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$ <ul style="list-style-type: none"> со шелочами: $(\text{NO}_2)_2 + 2\text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> сильный окислитель: $(\text{NO}_2)_2 + 2\text{C} = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{CO}_2 \uparrow$ $(\text{NO}_2)_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	<ul style="list-style-type: none"> кислотный оксид, с водой: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ <ul style="list-style-type: none"> сильный окислитель: $2\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{S} = 2\text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \uparrow$

Кислоты азота

Азотноватистая (диоксодинитрат водорода) $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Азотистая (известна только в виде растворов) HNO_2	Азотная HNO_3
Получение		
$\text{NH}_2\text{OH} + \text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HNO}_2 + \text{BaSO}_4 \downarrow$	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{P} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \xrightarrow{P} (\text{NO}_2)_2$ $2(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$ в лаборатории: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{P} \text{HNO}_3 + \text{NaHSO}_4$
Физические свойства		
<ul style="list-style-type: none"> • бесцветные, очень неустойчивые кристаллы; • разлагаются на воздухе 	<ul style="list-style-type: none"> • бесцветные растворы; • устойчивы ниже 0°C 	<ul style="list-style-type: none"> • бесцветная, дымящаяся на воздухе жидкость; • при $t = -42^\circ\text{C}$ – кристаллы; • в концентрированных растворах – ортоазотная кислота, H_3NO_4; • смешивается с водой в любых соотношениях
Химические свойства		
•слабая кислота	• слабая кислота	•сильная кислота
нестойкая: $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	• взаимодействует с активными металлами $4\text{HNO}_2 + \text{Ba} = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	• взаимодействует с металлами, образование продуктов ОВР зависит от активности металла и от концентрации кислоты (см. схему на следующей странице)
• очень слабый окислитель : $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	•окислитель $2\text{HNO}_2 + 2\text{HI} = 2\text{NO} + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	• сильный окислитель: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
• очень слабый восстановитель: $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2 + 6\text{HI}$ $2\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 3\text{O}_2 = 2\text{HNO}_2 + 2\text{HNO}_3$	• восстановитель: $2\text{HNO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{HNO}_3$	• взаимодействует с металлами: (см. схему ниже) • с неметаллами: HNO_3 конц. с выделением NO_2 HNO_3 разб. с выделением NO Конц. разлагается: $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Реакция Марггафа (1709-1782) – один из самых старых способов получения ортофосфорной кислоты нагреванием фосфора с азотной кислотой:



Соли

Азотноватистой кислоты $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	диоксодинитраты щелочных металлов: $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$, $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$, BaN_2O_2 , малорастворимая соль $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2$; разлагаются: $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{O} + \text{NaNO}_2 + \text{N}_2\uparrow$
Азотистой кислоты HNO_2	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллические вещества; хорошо растворимые; нитриты щелочных металлов плавятся без разложения; нитриты других металлов – разлагаются: $2\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CaO} + \text{N}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$ $\text{AgNO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ag} + \text{NO}_2\uparrow$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Азотной кислоты HNO_3	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллические вещества соли щелочных металлов – селитры; хорошо растворимы в воде; схема разложения нитратов: (по положению металла в ряду напряжений) <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center;"> MeNO_3 </div> <div style="margin: 0 10px;"> \nearrow \rightarrow \searrow </div> <div style="text-align: left;"> <p>до Mg нитрит + $\text{O}_2\uparrow$</p> <p>от Mg до Cu $\text{MeO} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$</p> <p>после Cu $\text{Me} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$</p> </div> </div> <p>$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p>

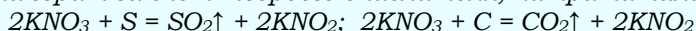
Взаимодействие HNO_3 с металлами:

HNO_3 конц. (>68%)	Al, Cr, Fe и Au, Pt	пассивируются
	щелочные, щелочноземельные + Zn + Mg	соль + N_2O + H_2O
	другие металлы	соль + NO_2 + H_2O

HNO_3 разб.	Au, Pt	не взаимодействуют
	щелочные, щелочноземельные + Zn + Mg + Al + Cr + Fe	соль + NH_4NO_3 (N_2) + H_2O
	другие металлы	соль + NO + H_2O

Чёрный порошок – это смесь нитрата калия с серой и углем – смесь, для горения которой не требуется кислород воздуха, поэтому её нельзя потушить струёй CO_2 .

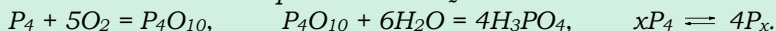
Она горит за счёт твёрдого окислителя, нитрата калия:



Оксиды фосфора

Оксид фосфора (III) P_4O_6 кислотный оксид	Оксид фосфора (V) P_4O_{10} кислотный оксид
Получение	
$P_4 + 3O_2 = P_4O_6$	$P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}$
Физические свойства	
• белые кристаллы с неприятным запахом; • ядовит; • имеет несколько аллотропных форм	• белый гигроскопический порошок; • сильное водоотнимающее средство; • имеет 3 аллотропные формы
Химические свойства	
■ с водой:	
$P_4O_6 + 6H_2O = 4H_3PO_3$ H_3PO_3 – фосфористая кислота – слабая двухосновная кислота , соли – фосфиты $P_4O_6 + 4H_2O \xrightarrow{\text{холод}} 2H_2[H_2P_2O_5]$ $H_2[H_2P_2O_5]$ – дифосфористая кислота – слабая двухосновная кислота , соли – пирозфосфиты	$P_4O_{10} + 2H_2O = 4HPO_3$ метафосфорная кислота $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$ ортофосфорная кислота $P_4O_{10} + 4H_2O \rightarrow 2H_4P_2O_7$ пирофосфорная кислота
■ со щелочами:	
$P_4O_6 + 8KOH = 4K_2HPO_3 + 2H_2O$	$P_4O_{10} + 12NaOH = 4Na_3PO_4 + 6H_2O$
■ сильный восстановитель: $P_4O_6 + 2O_2 = P_4O_{10}$	—
—	■ с основными оксидами: $P_4O_{10} + 6BaO = 2Ba_3(PO_4)_2$ $3P_4O_{10} + 10Na_2O = 4Na_5(P_3O_{10})$ триполифосфат натрия
■ с HF и HCl:	
—	$P_4O_{10} + 6HF = H[PF_6] + (HPO_3)_3 + H_2O$ $P_4O_{10} + 3HCl = PCl_3O + (HPO_3)_3$

Белый фосфор, P_4 , горит под водой. Если поместить его в холодную воду, затем воду нагреть (чтобы он расплавился) и пропустить сквозь воду струю O_2 , фосфор загорится, постепенно окрашиваясь в красно-фиолетовый цвет:



Первая реакция – горение фосфора, вторая – образование ортофосфорной кислоты, третья – превращение белого фосфора в красный

Кислоты фосфора (V)

метафосфорная (HPO ₃) _x x = 3 – 8 сильная кислота	ортофосфорная H₃PO₄ кислота средней силы	дифосфорная (пирофосфорная) H₄P₂O₇ более сильная кислота
Получение		
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$		
Физические свойства		
Бесцветная стекло- видная масса, хо- рошо растворимая в воде	Прозрачные гигроскопичные кристаллы, смешиваются с водой в любых отношениях	Бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде
Химические свойства		
■ при нагревании превращаются в H ₃ PO ₄ :		
В водном растворе (HPO ₃) _x + xH ₂ O $\xrightarrow{t^\circ}$ → xH ₃ PO ₄		H ₄ P ₂ O ₇ + H ₂ O $\xrightarrow{t^\circ}$ 2H ₃ PO ₄
■ со щелочами и основными оксидами:		
(HPO ₃) _x + xRbOH → $\xrightarrow{t^\circ}$ (RbPO ₃) _x + xH ₂ O 2(HPO ₃) _x + xK ₂ O → $\xrightarrow{t^\circ}$ 2(KPO ₃) _x + xH ₂ O	H ₃ PO ₄ + KOH = = KH ₂ PO ₄ + H ₂ O H ₃ PO ₄ + 2KOH = = K ₂ HPO ₄ + 2H ₂ O H ₃ PO ₄ + 3KOH = = K ₃ PO ₄ + 3H ₂ O 2H ₃ PO ₄ + 3K ₂ O = 2K ₃ PO ₄ + 3H ₂ O	H ₄ P ₂ O ₇ + 2NaOH = = Na ₂ H ₂ P ₂ O ₇ + 2H ₂ O H ₄ P ₂ O ₇ + 4NaOH = = Na ₄ P ₂ O ₇ + 2H ₂ O
■ свёртывает белок		

Соли

Метафосфаты – (MePO ₃) _x полимерные фосфаты, стекловидные или кристаллические	Ортофосфаты – соли белого цвета, при нагревании не разлагаются	Пирофосфаты – кристаллические вещества белого цвета
---	--	--

Удобрения:

Ca₃(PO₄)₂ – молотый – «фосфорная мука» – нерастворим в воде
Ca₃(PO₄)₂ + 2H₂SO₄ → 2 CaSO₄ + Ca(H₂PO₄)₂ – суперфосфат
Ca₃(PO₄)₂ + 4H₃PO₄ → 3 Ca(H₂PO₄)₂ – двойной суперфосфат
Ca(OH)₂ + H₃PO₄ → CaHPO₄ + 2H₂O – преципитат
3NH₃ + 2H₃PO₄ → NH₄H₂PO₄ + (NH₄)₂HPO₄ – аммофос
3NH₃ + 2H₃PO₄ + nKNO₃ – аммофоска

Химические свойства As, Sb, Bi

As	Sb	Bi
-----> <i>увеличение металлических свойств</i>		
■ устойчивы по отношению к воздуху и воде:		
$\text{Э} + \text{воздух} \neq$	$\text{Э} + \text{H}_2\text{O} \neq$	
■ с водородом:		
$2\text{Э} + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ЭH}_3$		
■ с кислородом и с серой:		
$4\text{Э} + 3\text{O}_2 (\text{S}) \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Э}_2\text{O}_3 (\text{Э}_2\text{S}_3)$		
■ с галогенами:		
$2\text{Э} + 3\text{Hal}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ЭHal}_3$	$2\text{Э} + 5\text{Hal}_2 (\text{избыток}) \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ЭHal}_5$	
■ с кислотами – окислителями:		
$3\text{As} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$	$3\text{Sb} + 5\text{HNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O} =$ $= 3\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]\downarrow + 5\text{NO}\uparrow$	$\text{Bi} + 4\text{HNO}_3 \text{ разб.} =$ $= \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
■ с кислотами – неокислителями:		
не реагирует	$2\text{Sb} + 12\text{HCl} \text{ конц.} =$ $= 2\text{H}_3[\text{SbCl}_6] + 3\text{H}_2\uparrow$	не реагирует
■ со щелочами :		
$2\text{As} + 6\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}}$ $\rightarrow 2\text{Na}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	не реагирует	не реагирует



В Средние века золото очищали от примесей серебра и меди сплавлением с антимонитом, Sb_2S_3 :

$$\text{Sb}_2\text{S}_3 + 6\text{Ag} (\text{Cu}) = 3\text{Ag}_2\text{S} (\text{Cu}_2\text{S}) + 2\text{Sb}.$$

С золотом сурьма реагирует:

$$\text{Au} + 2\text{Sb} = \text{AuSb}_2.$$

Затем более тяжёлый слой AuSb_2 отделялся; при его прокаливании:

$$\text{AuSb}_2 + 3/2 \text{O}_2 = \text{Au} + \text{Sb}_2\text{O}_3$$

оксид сурьмы улетал в виде белого дыма

Рисунок из трактата немецкого алхимика Михаила Майера «Бегущая Аталанта» (1618) символически изображает 2 стадии процесса очистки золота. На переднем плане волк (антимонит) пожирает царя металлов (золото), а на заднем плане волк сгорает в пламени, а царь металлов, невредимый, направляется к лодке, которая доставит его во дворец на противоположном берегу реки

Соединения As, Sb, Bi

все соединения ядовиты

Гидриды

AsH ₃ – арсин	SbH ₃ – стибин	BiH ₃ – висмутин
газы с неприятным запахом, легко разлагаются, ядовиты, малорастворимы в воде, не образуют с кислотами солей, не склонны к реакциям присоединения, очень сильные восстановители, при нагревании распадаются: $2ЭH_3 \xrightarrow{t^\circ} 2Э + 3H_2\uparrow$		
<div style="text-align: right;">➔</div> уменьшение полярности и прочности связи		
Получение		
$Mg_3 Э_2 + 6HCl = 3MgCl_2 + 2ЭH_3\uparrow$		
$H_3ЭO_3 + 3Zn + 6HCl = ЭH_3\uparrow + 3ZnCl_2 + 3H_2O$		


Оксиды

As ₂ O ₃	Sb ₂ O ₃	Bi ₂ O ₃
<div style="text-align: right;">➔</div> увеличение основных свойств		
кристаллические вещества, в парах – Э ₄ O ₆		
кислотный	амфотерный	основный
■ со щелочами:		
$Э_2O_3 + 2KOH + 3H_2O \rightarrow 2K[Э(OH)_4]$		—
■ с кислотами:		
$As_2O_3 + 8HCl = 2HAsCl_4 + 3H_2O$		$Э_2O_3 + 6HCl = 2ЭCl_3 + 3H_2O$
$Э_2O_3 + 2HNO_3 = H_3ЭO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$		
■ с водой:		
$As_2O_3 + 3H_2O = 2H_3AsO_3$		
■ окисляются:		
$Э_2O_3 + 4HNO_3 + H_2O = 2H_3ЭO_4 + 4NO_2$		

As ₂ O ₅	Sb ₂ O ₅	Bi ₂ O ₅
<div style="text-align: right;">➔</div> уменьшение устойчивости и растворимости в воде		
твёрдые вещества, кислотные оксиды		
■ неустойчивы к нагреванию:		
$Э_2O_5 \xrightarrow{t^\circ} Э_2O_3 + O_2$		
■ с водой:		
$Э_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3ЭO_4$		
■ со щелочами:		
$Sb_2O_5 + 2KOH + 5H_2O \rightarrow 2K[Sb(OH)_6]$		
■ окислители:		
$Sb_2O_5 + 10HCl \rightarrow 2SbCl_3 + 2Cl_2 + 5H_2O$		

Около 1600 г. монах-алхимик **Василий Валентин** решил добиться долголетия монахов своей обители бенедиктинского ордена. Он стал «очищать их организм от вредоносных начал», добавляя в пищу пилюли из оксида сурьмы Sb₂O₃. Некоторые монахи от такого «очищения» умерли в муках. Отсюда и пошло второе название сурьмы – «антимониум», что значит «противомонашеский»

Гидроксиды и кислоты

As ³⁺	Sb ³⁺	Bi ³⁺
Получение		
соль + KOH → Э(OH) ₃		
As(OH) ₃ = H ₃ AsO ₃ = = HAsO ₂ (+H ₂ O)	Sb(OH) ₃ = Sb ₂ O ₃ ·xH ₂ O	Bi(OH) ₃
<div style="text-align: center;">  усиление основных свойств </div>		
■ при нагревании:		
2Э(OH) ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ Э ₂ O ₃ + 3H ₂ O		Bi(OH) ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ BiO(OH) + H ₂ O
■ с кислотами:		
HAsO ₂ + 3HCl $\xrightarrow{t^\circ}$ → AsCl ₃ + 2H ₂ O	Э(OH) ₃ + 3HCl = ЭCl ₃ + 3H ₂ O	
		Bi(OH) ₃ + HF → BiOF↓ + 2H ₂ O
■ со щелочами:		
HAsO ₂ + KOH = = KAsO ₂ + H ₂ O	Sb(OH) ₃ + 3KOH = = K ₃ [Sb(OH) ₆]	Bi(OH) ₃ + 3KOH (конц.) $\xrightarrow{t^\circ}$ → K ₃ [Bi(OH) ₆]
	Sb(OH) ₃ + KOH $\xrightarrow{t^\circ}$ → KSbO ₂ + 2H ₂ O	Bi(OH) ₃ + KOH $\xrightarrow{t^\circ}$ → KBiO ₂ + 2H ₂ O

Соли

► подвержены гидролизу

Э ³⁺	Э ³⁺ образуют катионы SbO ⁺ – антимонил и BiO ⁺ – висмутил	
AsCl ₃ + 4H ₂ O = = H[As(OH) ₄] + 3HCl	SbCl ₃ + 2H ₂ O ⇌ ⇌ Sb(OH) ₂ Cl + 2HCl Sb(OH) ₂ Cl → SbOCl↓ + H ₂ O	Bi(NO ₃) ₃ + H ₂ O ⇌ ⇌ BiONO ₃ + 2HNO ₃
► проявляет восстановительные свойства:		
AsO ₃ ³⁻ + 2OH ⁻ - 2ē → → AsO ₄ ³⁻ + H ₂ O	Э ³⁺ + 6OH ⁻ - 2ē → ЭO ₃ ⁻ + 3H ₂ O	
As ⁵⁺	Sb ⁵⁺	Bi ⁵⁺
H ₃ ЭO ₄ , HЭO ₃ – сильные кислоты , образуют соли, аналогичные фосфатам: арсенаты антимонаты висмутаты		
<ul style="list-style-type: none"> • твёрдые вещества; • редко существуют в растворах; • как правило, малорастворимы в воде 		
► проявляют окислительные свойства:		
<div style="text-align: center;">  усиление окислительных свойств </div>		
ЭO ₄ ³⁻ + 2H ⁺ + 2ē → → ЭO ₃ ³⁻ + H ₂ O	ЭO ₃ ⁻ + 6H ⁺ + 2ē → Э ³⁺ + 3H ₂ O	

Сульфиды

As	Sb	Bi
Получение		
<ul style="list-style-type: none"> $\text{Э} + \text{S} \rightarrow \text{Э}_4\text{S}_3, \text{Э}_4\text{S}_4, \text{Э}_2\text{S}_3, \text{Э}_2\text{S}_5, \text{Э}_2\text{S}_4;$ $2\text{HAsO}_2 + 3\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{As}_2\text{S}_3 + 4\text{H}_2\text{O};$ $2\text{Э}^{3+} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Э}_2\text{S}_3$ 		
Химические свойства		
■ все нерастворимы в воде и кислотах -неокислителях		
■ с концентрированными кислотами -окислителями		
$3\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_3 \text{ разб.} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{H}_3\text{AsO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}$		
$\text{As}_2\text{S}_5 + 40\text{HNO}_3 + 4\text{H}_2\text{O} = 6\text{H}_2\text{AsO}_4 + 15\text{H}_2\text{SO}_4 + 40\text{NO}$		
■ со щелочами		
$\text{Э}_2\text{S}_3 + 6\text{KOH} = \text{K}_3\text{ЭO}_3 + \text{K}_3\text{ЭS}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$		$4\text{Bi}_2\text{S}_3 + 24\text{NaOH} \xrightarrow{600^\circ\text{C}} \rightarrow 8\text{Bi}\downarrow + 9\text{Na}_2\text{S} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$
■ с сульфидом аммония и основными сульфидами		
$\text{Э}_2\text{S}_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow 2(\text{NH}_4)_3\text{ЭS}_3$		
$\text{Э}_2\text{S}_5 + 3\text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{ЭS}_4$		

Применение

Азот – для синтеза аммиака, как инертная среда для получения синтетических волокон, чистых металлов и сплавов; **жидкий** – для создания низких температур в криогенной технике; **соединения** – как удобрения, красители, лекарственные препараты, взрывчатые вещества.

Фосфор и его соединения – в сельском хозяйстве как минеральные удобрения; при производстве синтетических моющих средств; в производстве спичек; в металлургии как раскислитель и компонент сплавов; для легирования полупроводниковых материалов.

Мышьяк и его соединения – в сплавах; производстве полупроводников; в медицине; в пестицидах и инсектицидах; сплав с серой – в оптике.

Сурьма и её соединения – в сплавах (в том числе типографских); в медицине; в огнестойких добавках к тканям и брезентам; в производстве спичек и пиротехнике; в производстве каучука.

Висмут и его соединения – в изготовлении легкоплавких сплавов, например, известного сплава Вуда (50% Bi) и температурой плавления 68,5°C; в медицине

Висмут – один из немногих простых веществ, который в твёрдом состоянии имеет меньшую плотность, чем в жидком. Кроме него этим свойством обладают только Ge и Ga. Этим свойством обладает вода

16 (VIA) группа

(халькогены)

Увеличивается:

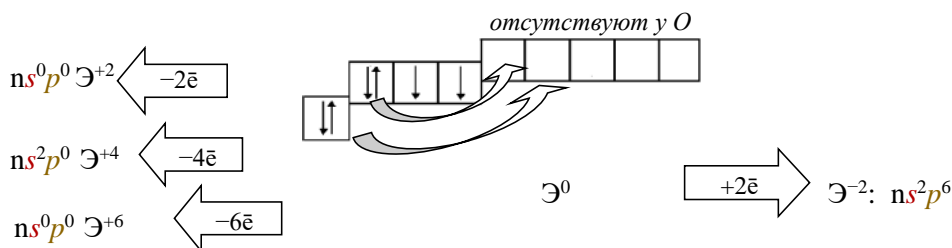
- ° радиус атома
- ° восстановительные свойства атома
- ° металлические свойства
- ° сродство к кислороду



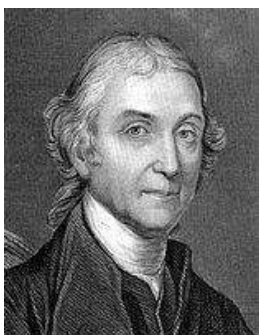
O	[He] $2s^2 2p^4$
S	[Ne] $3s^2 3p^4$
Se	[Ar] $4s^2 4p^4$
Te	[Kr] $5s^2 5p^4$
Po	[Xe] $6s^2 6p^4$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность
- сродство к водороду
- окислительная способность



Степени окисления: -2, -1, 0, +1, +2, +4, +5, +6



Кислород был открыт
Дж. Пристли (1774) и
К. Шееле (1777)



Джозеф Луи Пристли (1733-1804) – выдающийся химик, британский священник, один из создателей унитаристской церкви, естествоиспытатель, философ. Установил, что сила взаимодействия зарядов обратно пропорциональна квадрату расстояния. Открыл оксиды азота, хлороводород, аммиак

Карл Вильгельм Шееле (1742-1786) – шведский химик-фармацевт, открыл кислород, хлор, ряд неорганических и органических веществ (оксиды бария, молибдена и вольфрама, мышьяковую, фтороводородную, синильную, мочевую, щавелевую и молочную кислоты, глицерин)

Происхождение названий элементов:

O – от греч. *oxy genes* – «образующий **кислоты**»; **Se** – от греч. *selene* – «луна»; **Te** – от греч. *tellus* – «земля»; **Po** – назван в честь Польши

Физические и физико-химические свойства элементов 16 (VIA) группы

<p>Кислород</p> <p style="text-align: center;">неметалл</p>	<p>▲ O_2 – бесцветный газ, без запаха и вкуса;</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ тяжелее воздуха; ▪ умеренно растворим в воде; ▪ жидкий O_2 – подвижная голубоватая жидкость; ▪ при высоких температурах растворим в металлах (Pt, Au); ▪ реакционноспособен, образует оксиды почти со всеми элементами. <p>▲ O_3 – озон – газ синего цвета;</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ жидкий озон – тёмно-синего цвета; ▪ с резким запахом; ▪ взрывоопасен
<p>S</p> <p style="text-align: center;">неметалл</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ в парах ($> 445^\circ C$) – в виде молекул S_8, S_6, S_4 и S_2, цвет паров: оранжевый – красный – жёлтый – бесцветный (зависит от числа атомов в молекуле) ▪ нерастворима в воде, мало растворима в органических растворителях, хорошо – в CS_2; ▪ плохо проводит тепло и электричество, диэлектрик; ▪ имеет много аллотропных форм, наиболее устойчивые: <ul style="list-style-type: none"> ▫ ромбическая сера, α-S, молекулярная структура (состоит из молекул S_8); кристаллы лимонно-жёлтого цвета; ▫ моноклинная сера, β-S, молекулярная структура (из молекул S_8); кристаллы медово-жёлтого цвета; ▫ пластическая сера – резиноподобная масса тёмно-коричневого цвета, цепочечная структура S_∞, метастабильна, самопроизвольно превращается в α-S
<p>Se</p> <p style="text-align: center;">неметалл</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ серебристый порошок (серый Se, металлическая форма); ▪ иногда – красный аморфный порошок (менее устойчив); ▪ на воздухе горит; ▪ не взаимодействует с водой; ▪ растворяется в конц. HNO_3, щелочах; ▪ полупроводник
<p>Te</p> <p style="text-align: center;">амфотерные свойства</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ в слитке серебристо-белый; ▪ обычно – тёмно-серый порошок; ▪ на воздухе и в кислороде горит; ▪ не взаимодействует с водой и HCl, но растворяется в других кислотах; ▪ полупроводник
<p>Po</p> <p style="text-align: center;">металл</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ серебристо-белый радиоактивный металл; ▪ растворяется в разбавленных кислотах

Основные характеристики элементов 16 (VIA) группы

	O	S	Se	Te	Po
Латинское название	Oxygen	Sulfurium	Selenium	Tellurium	Polonium
Русское название	Кислород	Сера	Селен	Теллур	Полоний
Дата открытия	1774	Известна с древних времен	1817	1783	1898
Первооткрыватель	Пристли, Шееле		Берцелиус	Мюллер	Мария Кюри
Атомный номер	8	16	34	52	84
Относительная масса атома	15,9994	32,066	78,96	127,60	209
Радиус атома (пм)	66	108 (α)	215,2	143,2	167
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	1313,9	999,6	940,9	869,2	812
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	141	200,4	195	190,2	183
Электроотрицательность (по Полингу)	3,44	2,58	2,55	2,1	2,0
$t_{\text{плавления}}$ (К)	54,8	386 (α)	490	722,7	527
$t_{\text{кипения}}$ (К)	90,188	717,824	958,1	1263,0	1235
Плотность (г/см ³ , тв.)	2,0	2,070 (α)	4,79 (α)	6,240	9,320
Объём 1 моль (см ³)	8,00 (54К)	15,49(α)	16,48	20,45	22,4
Основные изотопы (массовые числа)*	15*, 16, 17, 18	32–34, 35*, 36	74, 75*, 76–78, 80, 82	120, 122, 123*, 124–126, 127*, 128, 130*	209*–211*, 216*, 218*
Содержание в земной коре (% по массе)	47,4	0,026	$5 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-7}$	следи
Аллотропные модификации	α-O ₂ , β-O ₂ , γ-O ₂ , O ₃ -озон, O ₄	более 16 модификаций	5 модификаций	3 модификации	кубич. и ромбоэдрич.
Основные природные соединения	свободный O ₂ – из атмосферы, входит в состав ~1400 минералов	самородная S, сульфиды (пирит FeS ₂ , галенит PbS, антимонит Sb ₂ S ₃), сульфаты (ангидрит CaSO ₄ , др.)	следи в некоторых сульфидных рудах, побочный продукт электролитической очистки Cu	теллуриг, TeO ₂ , из отходов при очистке Cu	получается в небольших количествах при нейтронной бомбардировке Bi



*Ференц Йосеф Мюллер фон Райхеништайн
(1740-1742) –
австро-венгерский минералог, открыл теллур*

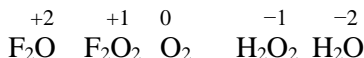
* Значком * помечены нестабильные изотопы.

Кислород

валентность 2

степени окисления:

примеры

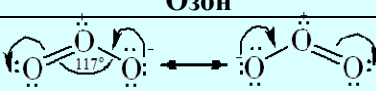


В природе:

O_2 – молекулярный кислород (газ)

O_3 – озон (газ) (открыт в 1840 г. Х.Ф. Шенбайном)

O_4 – небольшой процент в жидком кислороде

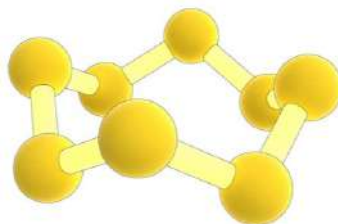
Получение	
Кислород	Озон
В промышленности: <ul style="list-style-type: none"> низкотемпературной ректификацией воздуха: (t° кипения O_2 –183°C, t° кипения N_2 –195,8°C) электролизом воды (с NaOH или H_2SO_4): $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2\uparrow$ 	 <p>В атмосфере:</p> $\text{O}_{2(\text{r})} \xrightarrow{h\nu} 2\text{O}_{(\text{r})}$ $\text{O}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{O}_{3(\text{r})}$
В лаборатории: термическим разложением соединений: <ul style="list-style-type: none"> $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{O}_2\uparrow + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2$ $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{O}_2\uparrow + 2\text{KNO}_2$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{катализатор}} 3\text{O}_2\uparrow + 2\text{KCl}$ $2\text{BaO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{O}_2\uparrow + 2\text{BaO}$ $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} \text{O}_2\uparrow + 2\text{Hg}$ 	В озонаторах образуется при электрических разрядах: эл. разряд $\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}$ $\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{O}_3$

Химические свойства

Кислород	Озон
окислитель	очень сильный окислитель
с неметаллами:	<ul style="list-style-type: none"> $\text{PbS} + 2\text{O}_3 = \text{PbSO}_4 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{KI} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Cl}_2 + 3\text{O}_3 = \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{MOH} + 2\text{O}_3 = 2\text{MO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2}\text{O}_2\uparrow$ $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$
с металлами:	неустойчив, при достаточных концентрациях превращается в O_2 с выделением тепла: $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2 + \text{Q}$
со сложными веществами:	качественная реакция:
<ul style="list-style-type: none"> $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ 	с крахмалом – синее окрашивание $2\text{KI} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$

Сера

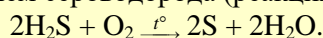
Сера (ромбическая),
 α -S состоит из молекул S₈



Получение

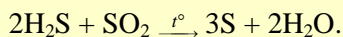
Промышленный метод – выплавлением из руд с помощью водяного пара.

Неполным окислением сероводорода (реакция Клауса):



недостаток

Реакцией Вакенродера:



Восстановлением оксида серы (IV): $\text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{S} + \text{CO}_2\uparrow$.

Термическим разложением пирита: $\text{FeS}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS} + \text{S}$

Химические свойства серы

Химическая активность на холоде невысокая	
окислитель:	
с металлами: $3\text{S} + 2\text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{S}_3$ $\text{S} + \text{Fe} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$ $\text{S} + \text{Hg} \xrightarrow{t^\circ} \text{HgS}$	с неметаллами: $\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$; $\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2, \text{S}_2\text{Cl}_2$ $2\text{S} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CS}_2$ $5\text{S} + 2\text{P} \xrightarrow{t^\circ} \text{P}_2\text{S}_5$ $2\text{S} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{SiS}_2$
восстановитель:	
$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2$ $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
реакция диспропорционирования:	
$3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	
растворимость в концентрированном растворе сульфита натрия:	
$\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	

Соединения серы с водородом

Соединения H_2S_x ($x = 1-23$) называются сульфанами. Сульфаны (кроме H_2S , сероводород) – жидкости жёлтого цвета с удушливым запахом. При длительном хранении превращаются в гомологи, более богатые серой, при нагревании разлагаются на сульфаны с меньшим числом атомов S и H_2S

Свойства H_2S		
бесцветный сильно ядовитый газ с неприятным запахом (тухлых яиц), $t^{\circ}_{\text{плавл.}} = -85^{\circ}\text{C}$, $t^{\circ}_{\text{кип.}} = -60^{\circ}\text{C}$, молекула имеет угловое строение (угол $HSH\ 92,2^{\circ}$). Растворимость в воде невелика	1. Раствор H_2S в воде – очень слабая кислота : $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^- \rightleftharpoons 2H^+ + S^{2-}$	
	2. Очень сильный восстановитель :	
	$2H_2S + O_2$ (недостаток) $\xrightarrow{t^{\circ}}$ $2S + 2H_2O$ $H_2S + Br_2 = S + 2HBr$ $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$ $H_2S + 2FeCl_3 = S + 2FeCl_2 + 2HCl$	до S^0
	$2H_2S + 3O_2$ (избыток) $= 2SO_2\uparrow + 2H_2O$ $H_2S + H_2SO_4$ (конц.) $= S + SO_2\uparrow + 2H_2O$ $H_2S + 3H_2SO_4$ (конц.) $= 4SO_2\uparrow + 4H_2O$	до S^{+4}
	$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HCl$ $3H_2S + 8HNO_3$ (конц.) $= 3H_2SO_4 + 8NO\uparrow + 4H_2O$	до S^{+6}

Сульфиды (соли H_2S)

Гидросульфиды (кислые соли)	Сульфиды (средние соли)
Получение	
Действием недостатка щёлочи на H_2S : $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$	Нагреванием металлов с серой: $Me + S \xrightarrow{t^{\circ}} MeS$
	Действием H_2S на щёлочи : $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$
	Реакциями обмена между солями: $Na_2S + FeCl_2 = 2NaCl + FeS\downarrow$
Свойства	
<ul style="list-style-type: none"> кристаллические вещества растворимы в воде подвергаются гидролизу 	Нерастворимы в воде (за исключением солей щелочных и щелочноземельных металлов)
	Растворимые – сильно гидролизуются: $Na_2S + H_2O \rightleftharpoons NaHS + NaOH$
	Сульфиды металлов, стоящих в ряду напряжений левее железа, растворимы в сильных кислотах: $ZnS + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2S\uparrow; \quad CuS + H_2SO_4 \neq$
	Сульфиды Al, Cr (III), Fe (III) подвергаются необратимому гидролизу: $Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$

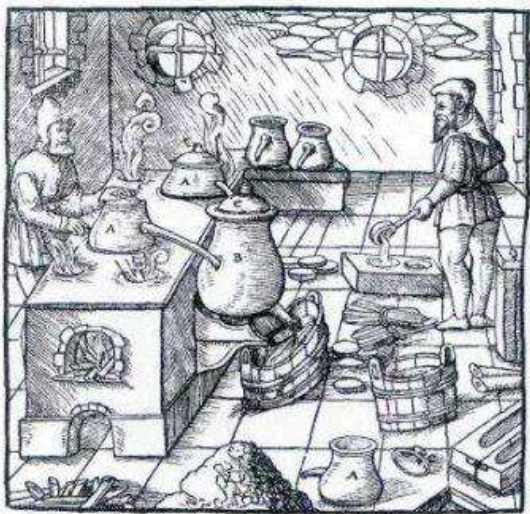
Оксиды

Оксид серы (IV) SO ₂ кислотный оксид	Оксид серы (VI) SO ₃ кислотный оксид
Получение	
$S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_2 \uparrow$ $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$ $Na_2SO_3 + 2HCl = SO_2 \uparrow + 2NaCl + H_2O$ $Cu + 2H_2SO_4 \text{ конц.} = SO_2 \uparrow + CuSO_4 + 2H_2O$	$2S + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2SO_3$ $Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{t^\circ} 3SO_3 \uparrow + Fe_2O_3$
Физические свойства	
Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (в 1 объёме воды – 40 объёмов SO ₂) t° кипения = –10,1°C	Бесцветная тяжёлая жидкость, t° плавл. = –16,8°C, t° кипения = 44,8°C Растворяется в 100% H ₂ SO ₄ (олеум)

Химические свойства	
Оксид серы (IV) SO ₂	Оксид серы (VI) SO ₃
с водой:	
$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3 (SO_2 \cdot H_2O)$ слабая неустойчивая сернистая кислота	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ сильная серная кислота
с основными, амфотерными оксидами:	
$SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$ $SO_2 + PbO = PbSO_3$	$SO_3 + K_2O = K_2SO_4$ $SO_3 + ZnO = ZnSO_4$
со щелочами:	
$SO_2 + NaOH = NaHSO_3$ $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$	$SO_3 + NaOH = NaHSO_4$ $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$
с амфотерными гидроксидами:	
$SO_2 + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_3 + H_2O$	$SO_3 + Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$
восстановитель:	–
$SO_2 + Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$ $5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$	
окислитель:	сильный окислитель:
$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$	$SO_3 + HBr = HBrO + SO_2 \uparrow$

Галогениды серы

Получение	$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$; $S + 3F_2 \rightarrow SF_6$
Химические свойства	SF ₆ – химически неактивен, SF ₄ , S ₂ Cl ₂ – полностью гидролизуются



Добыча серы. Гравюра из книги Г. Агриколы «О горном деле и металлургии», 1557 г. Руду, которая содержит серу, нагревают в широких глиняных горшках А; их длинные клювообразные носики опущены в специальные отверстия в приёмнике В, который закрыт крышкой С. Расплавленную серу черпают из приёмника ковшом и разливают в формы

Кислоты

Сернистая кислота H_2SO_3 (гидраты $\text{SO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)	Серная кислота H_2SO_4
Получение	
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Физические свойства	
Гидрат $\text{SO}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (выделен из водного раствора при $t^\circ < 0^\circ\text{C}$) – бесцветные кристаллы, полностью разлагаются при $t^\circ > 7^\circ\text{C}$	Тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость, гигроскопична, с водой смешивается в любых соотношениях, t° плавления $10,3^\circ\text{C}$, t° кипения 296°C , ρ 1,84 г/мл
Химические свойства	
Слабая двухосновная кислота	Сильная двухосновная кислота , образует два ряда солей: сульфаты и гидросульфаты
Восстановитель: $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 =$ $= \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Концентрированная – сильный окислитель: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} = 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Окислитель: $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	Разбавленная H_2SO_4 растворяет металлы , стоящие в ряду напряжений до водорода: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
С активными металлами, оксидами, гидроксидами, карбонатами, гидрокарбонатами с образованием сульфитов и гидросульфитов: $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Zn} = \text{ZnSO}_3 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Концентрированная H_2SO_4 пассивирует Fe, Cr, Al, Co с активными металлами: $5\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{Mg} = 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ с другими металлами: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Тиосерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Пероксодисерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Пиросерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
$\begin{array}{c} \text{S} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{O}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{O} \qquad \qquad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{O} \qquad \qquad \text{O} \end{array}$
Получение		
$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_3 \xrightarrow{-5^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз } 0^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
Физические свойства		
бесцветная вязкая жидкость, при комнатной температуре разлагается	белое очень гигроскопичное вещество, разлагается в разбавленных водных растворах	бесцветные кристаллы, реагируют с водой
Химические свойства		
$2\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\geq -78^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{SO}_2\uparrow + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 4\text{Br}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HBr}$	$2\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 \xrightarrow{65^\circ\text{C}} 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{SO}_3\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$ $2\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 8\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ Сильный окислитель: $3\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 14\text{NH}_3 \rightarrow 6(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{N}_2\uparrow$	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4$

Соли серной и сернистой кислот

Сульфиты и гидросульфиты	Сульфаты и гидросульфаты
Получение	
$\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Mg} = \text{MgSO}_3 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Свойства	
Белые вещества. Гидросульфиты хорошо растворимы в воде. Сульфиты щелочных металлов растворимы в воде	Кристаллические вещества, большинство белого цвета, растворимы в воде. Малорастворимы: CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4
Химические свойства	
1. Восстановители: $\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_4 + 2\text{HCl}$	1. Термическое разложение: $\text{Me}^{\text{II}}\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{MeO} + \text{SO}_3\uparrow (\text{SO}_2 + \text{O}_2)$ $2\text{KHSO}_4 \xrightarrow{t^\circ, (\sim 150-200^\circ)} \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KHSO}_4 \xrightarrow{t^\circ, (\sim 300^\circ)} \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
2. Окислители: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 3\text{CO}\uparrow$	2. Восстановление углем: $\text{CaSO}_4 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaS} + 2\text{CO}_2\uparrow$
3. Диспропорционирование: $4\text{K}_2\text{SO}_3 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ $2\text{KHSO}_3 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	3. Реакции обмена: $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{CuCl}_2$

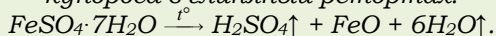
Применение

Кислород	Озон
<ul style="list-style-type: none"> ■ для получения кислот; ■ обжига руд; ■ при выплавке цветных металлов; ■ на подводных судах и космических кораблях; ■ жидкий – как окислитель ракетных топлив; ■ в медицине 	<ul style="list-style-type: none"> ■ при обработке питьевой воды; ■ для стерилизации воздуха; ■ для обезвреживания сточных вод

Применение серы и её соединений

S ■ как фунгицид; ■ в производстве спичек; ■ в производстве красителей; ■ в резиновой промышленности; ■ производстве CS₂; ■ в очистке нефти
SO₂ ■ для хранения фруктов и ягод
SO₂ · H₂O ■ для отбеливания
Na₂SO₃ ■ в производстве шёлка; ■ в производстве органических красителей; ■ при дублении кож
Na₂S, CaS, BaS ■ в кожевенной промышленности
Na₂S ■ в производстве вискозного волокна; ■ для отбеливания тканей
H₂SO₄ ■ в производстве удобрений; ■ в производстве красителей; ■ лекарственных веществ; ■ взрывчатых веществ

«Купоросное масло», «купоросная кислота», «серное масло», «купоросный спирт» - это название концентрированной серной кислоты, которое встречается в России с VIII века. Её получали перегонкой железного купороса в глиняный ретортах:



Известны описания получения «купоросного масла» итальянским учёным В. Бирингуччо (1540 г.) и немецким алхимиком, известным под именем Василия Валентина (конец XVI – начало XVII вв.) из селитры и серы

Древнерусское название «сера» известно с XV в. Под ним подразумевались разные горючие и дурно пахнущие вещества, смолы, физиологические выделения (сера в ушах и пр.). Видимо, это название происходит от санскритского *cira* («светло-жёлтый»). С ним связано слово «серый», т. е. неопределённого цвета, это относится и к смолам. Второе древнерусское название серы – «жупел» («сера горючая») – содержит в себе понятие не только горючести, но и дурного запаха. Нем. *Schwefel* имеет санскритский корень *swer* («спать», англо-саксонское *sweblan* – «убивать»), видимо, связано с ядовитыми свойствами сернистого газа. Латинское *sulfur* предположительно восходит к индоевропейскому корню *swelp* – «гореть»

Химические свойства Se, Te, Po

Получение

Se и Te: из отходов производства H_2SO_4 : $\text{ЭO}_2 + 2\text{SO}_2 \rightarrow \text{Э} + 2\text{SO}_3\uparrow$.

Po: в атомных реакторах: $^{209}\text{Bi} - \beta^- \rightarrow ^{210}\text{Po}$


Химические свойства

Se	Te	Po
<div>-----></div> <p><i>увеличение металлических свойств</i></p>		
■ с водой:		
$\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \neq$	$\text{Te (Po)} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ}, \text{Te(Po)O}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$	
■ с водородом:		
$\text{Se} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{H}_2\text{Se}$	$\text{Э} + \text{H}_2 \neq$	
■ с кислородом:	$\text{Э} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{ЭO}_2$	
■ с галогенами:	$\text{Э} + \text{Hal}_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{ЭHal}_2$	
■ с кислотами —окислителями:		
$\text{Э} + 6\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{ЭO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$		$\text{Po} + 8\text{HNO}_3 =$ $= \text{Po(NO}_3)_4 + 4\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
■ со щелочами :		
$8\text{Э} + 6\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ}, \text{K}_2\text{ЭO}_3 + 2\text{K}_2\text{Э} + 3\text{H}_2\text{O}$		—

Соединения с водородом

H_2Se	H_2Te	H_2Po
бесцветные газы с неприятным удушливым запахом, ядовиты (H_2Po – жидкость); водные растворы – слабые кислоты		
Получение		
<ul style="list-style-type: none"> $\text{H}_2 + \text{Э} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Э}$ (равновесие сильно сминуто влево) $\text{MЭ} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{Э} + \text{MCl}_2$ $\text{Al}_2\text{Э}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\text{Э}\uparrow + 2\text{Al(OH)}_3\downarrow$ 		
Химические свойства		
<ul style="list-style-type: none"> слабые кислоты: $\text{H}_2\text{Э} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{Э} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{Э} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ЭO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{Э} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\uparrow + \text{Э}$ 		
H_2S	H_2Se	H_2Te
<p style="text-align: center;">-----> увеличение восстановительной способности и силы кислот уменьшение устойчивости</p>		

ОКСИДЫ

SeO ₂	TeO ₂	PoO ₂
кислотный	амфотерные	
Получение		
$\text{Э} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}, \text{ЭO}_2;$ $2\text{H}_2\text{Э} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}, 2\text{ЭO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$		
Химические свойства		
■ с водой:		
$\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SeO}_3$	—	—
■ с кислотами :		
только окислительно-восстановительные реакции: $3\text{SeO}_2 + \text{HClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow 3\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl}$	$2\text{TeO}_2 + \text{HNO}_3 =$ $= \text{Te}_2\text{O}_3(\text{OH})\text{NO}_3$	$\text{PoO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Po}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
■ со щелочами :		
$\text{SO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{ЭO}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавнение}}, \text{K}_2\text{ЭO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
SO₂	SeO₂	TeO₂
PoO₂		
		
увеличение ионности связей		
уменьшение летучести, кислотности, взаимодействия с водой		

SeO ₃	TeO ₃	PoO ₃
<div><div></div><div>резкое уменьшение окислительных свойств и взаимодействия с водой</div></div>		
Получение		
K ₂ SeO ₄ +SO ₃ →SeO ₃ +K ₂ SO ₄	H ₆ TeO ₆ $\xrightarrow{t^{\circ}}$ TeO ₃ + 3H ₂ O	
Химические свойства		
■ с водой:		
SeO ₃ + H ₂ O = H ₂ SeO ₄	плохо реагирует	не реагирует
■ с кислотами :		
только как окислитель: SeO ₃ +2HCl = SeO ₂ +H ₂ O+Cl ₂	—	—
сильный окислитель	не окислители	
■ со щелочами :		
ЭO ₃ + 2OH ⁻ → ЭO ₄ ²⁻ + H ₂ O;	TeO ₃ +6KOH $\xrightarrow{t^{\circ}}$ K ₆ TeO ₆ +3H ₂ O	

Применение

- Se, Te – в качестве полупроводников
- Se – для получения стёкол рубинового цвета; для изготовления выпрямителей и фотоэлементов как добавки к сплавам
- ²¹⁰Po – как источник α-частиц
- селениды и теллуриды – в электронной технике

Кислоты

	Se	Te	Po
H ₂ Э	слабые кислоты <div> <div></div> <div>увеличение силы кислоты и восстановительных свойств</div> </div>		
H ₂ ЭО ₃	слабые неустойчивые кислоты <div> <div></div> <div>уменьшение восстановительной способности</div> </div>		
H ₂ ЭО ₄	H ₂ SeO ₄ – очень сильный окислитель (растворяет Au и Pt) H ₂ SeO ₄ + 2HCl → H ₂ SeO ₃ + H ₂ O + Cl ₂	H ₆ TeO ₆	
уменьшение силы кислот и окислительных свойств			
Получение: H ₂ ЭО ₃ + H ₂ O ₂ → H ₂ ЭО ₄ + H ₂ O			

Соли

	Se	Te	Po
M ^I ₂ Э	известны средние, кислые и полиселениды	известны только средние и полителлуриды	—
M ^I ₂ ЭО ₃	Получение		
	H ₂ SeO ₃ + 2KOH → → K ₂ SeO ₃ + 2H ₂ O	TeO ₂ + 2NaOH $\xrightarrow{\text{сплавление}}$ → Na ₂ TeO ₃ + H ₂ O	—
	обладают окислительными и восстановительными свойствами		
M ^I ₂ ЭО ₄	Получение		
	K ₂ Se + 4NaNO ₃ → → K ₂ SeO ₄ + 4NaNO ₂	(NH ₄) ₂ TeO ₃ + H ₂ O ₂ + H ₂ O → → (NH ₄) ₂ H ₄ TeO ₆	неустойчивы
	селенаты похожи на сульфаты	теллулаты: M ^I ₂ TeO ₄ , M ^I ₆ TeO ₆	

Галогениды

	Se	Te	Po
ЭHal ₂	кислотное соединение	соль	соль
	<div> <div></div> <div>увеличение устойчивости</div> </div>		
	<div> <div>диспропорционируют</div> <div>2ЭHal₂ → ЭHal₄ + Э</div> </div>		
	<div> <div>гидролизуются</div> <div>2ЭHal₂ + 3H₂O → Э + H₂ЭО₃ + 4HHal</div> </div>		
ЭHal ₄	твёрдые вещества (кроме SeF ₄ – жидкость); кислотные соединения		
	<div> <div>гидролизуются</div> <div>ЭHal₄ + 3H₂O → H₂ЭО₃ + 4HHal</div> </div>		
	<div> <div>с галогенидами:</div> <div>2KHal + ЭHal₄ → K₂[ЭHal₆]</div> </div>		
ЭHal ₆	бесцветные газы		
	<div> <div>гидролизуются:</div> <div>ЭF₆ + 6H₂O → H₆ЭО₆ + 6HF</div> </div>		

17 (VIIA) группа

(галогены)

Увеличивается:

- радиус атома
- восстановительные свойства атома
- металлические свойства
- сродство к кислороду
- плотность,
- t° кипения, t° плавления
- интенсивность цвета



F [He] $2s^2 2p^5$

Cl [Ne] $3s^2 3p^5$

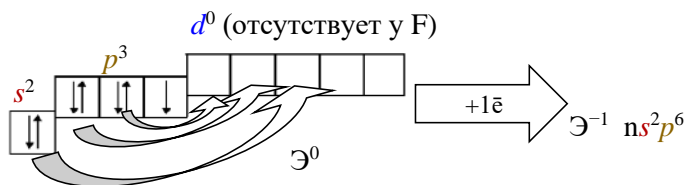
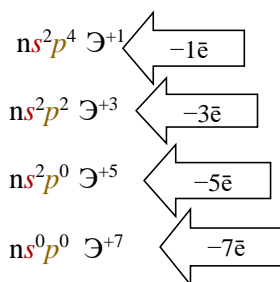
Br [Ar] $4s^2 4p^5$

I [Kr] $5s^2 5p^5$

At [Xe] $6s^2 6p^5$

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность
- сродство к водороду
- сила кислородных кислот
- окислительная способность
- химическая активность
- энергия гидратации



Степени окисления: -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +7
(для фтора – только -1)

Получение

- **F₂**: электролизом расплава KHF₂: $2F^- - 2\bar{e} \rightarrow F_2 \uparrow$
- **Cl₂**: окислением ионов Cl⁻ сильными окислителями или электрическим током
 - $2KMnO_4 + 16HCl = 5Cl_2 \uparrow + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$;
 - $K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 3Cl_2 \uparrow + 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O$;
 - $MnO_2 + 4HCl = Cl_2 \uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$;
 - электролизом раствора NaCl (в промышленности):
 $2NaCl + 2H_2O = Cl_2 \uparrow + H_2 \uparrow + 2NaOH$



Клод Луи Бертолле (1748-1822) - французский химик; один из основателей учения о химическом равновесии. Открыл белящее действие хлора

- **Br₂**: извлечением из вод хлоровоздушной смесью:
 $2NaBr + Cl_2 = Br_2 + 2NaCl$
- **I₂**: окислением ионов I⁻ из природных рассолов сильными окислителями:
 $MnO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 = I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$;
 $Cl_2 + 2KI = I_2 + 2KCl$

Применение галогенов

- в синтезе пластмасс;
- в жидком ракетном топливе;
- для обеззараживания воды;
- при отбеливании тканей и бумаги;
- для получения хлорной извести

Основные характеристики элементов 17 (VIIA) группы

	F	Cl	Br	I	At
Латинское название	Fluorum	Chlorum	Bromum	Iodum	Astatium
Русское название	Фтор	Хлор	Бром	Йод	Астат
Дата открытия	1886	1774	1826	1811	1940
Первооткрыватель	Муассан	Шееле	Балар, Лёвиг	Куртуа	Корсон, Маккензи, Серге
Атомный номер	9	17	35	53	85
Относительная масса атома	18,9984	35,4537	79,904	126,9045	210
Радиус ковалентн. (пм)	58	99	114,2	133,3	?
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	1681	1251,1	1139,9	1008,4	930
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	328	349,0	324,7	259,2	270
Электроотрицательность (по Полингу)	3,98	3,16	2,96	2,66	2,2
t плавления (К)	53,53	172,17	265,9	386,7	575 расчёт
t кипения (К)	85,01	239,18	331,93	457,50	610 расчёт
Плотность (г/см ³ , тв.)	1,516	2,030	4,050	4,930	?
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	18,05 (54К)	17,46	19,73	25,74	?
Основные изотопы (массовые числа)*	18*, 19	35, 36*, 37	77*, 79, 81, 82*	123*, 125*, 127, 129*, 131*	210*, 211*
Содержание в земной коре (% по массе)	$9,5 \cdot 10^{-2}$	0,013	$3,7 \cdot 10^{-5}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	следы
Аллотропные модификации	$\alpha\text{-F}_2$, $\beta\text{-F}_2$	2 модификации	ромбическая	ромбическая	?
Основные природные соединения	флюорит, CaF_2 , фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ криолит Na_3AlF_6	каменная соль, NaCl (галит)	буровые воды нефтяных месторождений, морская вода	морская вода, водоросли, чилийские нитраты (содержат CaI_2 - до 0,3%)	—

Происхождение названий элементов

F (англ. Fluorine, франц. и нем. Fluor) – от лат. fluere – «течь, литься»;
Cl (англ. Chlorine, франц. Chlore, нем. Chlor) – от греч. chloros – «зеленоватый»;
Br (англ. Bromine, франц. Brome, нем. Brom) – от греч. bromos – «зловоние»;
I (англ. Iodine, франц. Iode, нем. Jod, итал. Iodio) – от греч. iodes – «фиолетовый»;
At (франц. Astate, англ. Astatine, нем. Astat) – от греч. astatos – «неустойчивый»

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

Физические и физико-химические свойства элементов 17 (VIIA) группы				
F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂	At
газ светло-жёлтого цвета, с резким запахом	жёлто-зелёный газ с резким запахом, более чем в 2 раза тяжелее воздуха	бурая жидкость с едким запахом	фиолетовые кристаллы малорастворимы в воде, хорошо – в неполярных растворителях (CS ₂ , CCl ₄)	радиоактивный неметалл мало изучен из-за короткого периода полураспада (8,1 ч для ²¹⁰ At, 7,2 ч для ²¹¹ At)

Химические свойства галогенов

F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
<div> <div>■ с водой:</div> <div>Увеличение окислительной активности</div> </div>			
$2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2 \uparrow$ $3F_2 + 3H_2O = F_2O \uparrow + 4HF + H_2O_2$	$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$ $2Cl_2 + 2H_2O \xrightarrow{h\nu} 4HCl + O_2 \uparrow$	$Br_2 + H_2O = HBr + HBrO$ $3Br_2 + 3H_2O = 5HBr + HBrO_3$	$I_2 + H_2O = HI + HIO$ $3I_2 + 3H_2O = 5HI + HIO_3$
■ с неметаллами:			
$F_2 + H_2 = 2HF$ взрыв $F_2 + Cl_2 = 2FCl$ $F_2 + Xe = XeF_2$ $F_2 + N_2 (O_2) \neq$	$Cl_2 + H_2 = 2HCl$ $Cl_2 + I_2 = 2ICl$ $6Cl_2 + P_4 = 4PCl_3$	$Br_2 + H_2 = 2HBr$ $10Br_2 + P_4 = 4PBr_5$ $6Br_2 + P_4 = 4PBr_3$ $Br_2 + 5Cl_2 + 6H_2O = 2HBrO_3 + 10HCl$	$I_2 + H_2 = 2HI$ $I_2 + Cl_2 = 2ICl$
■ с металлами:			
$3F_2 + Pt = PtF_6$ $3F_2 + 2Au = 2AuF_3$ $3F_2 + 2Al = 2AlF_3$	$3Cl_2 + 2Fe = 2FeCl_3$ $3Cl_2 + 2Al = 2AlCl_3$	$3Br_2 + 2Al = 2AlBr_3$	$3I_2 + 2Al = 2AlI_3$
■ со щелочами:			
$2F_2 + 2NaOH = OF_2 + 2NaF + H_2O$	$Cl_2 + 2NaOH = NaClO + NaCl + H_2O$ $3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{t^\circ} 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$ $Cl_2 + Ca(OH)_2 = CaOCl_2 + H_2O$	$3Br_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ} 5NaBr + NaBrO_3 + 3H_2O$	$3I_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ} 5NaI + NaIO_3 + 3H_2O$
■ со сложными веществами – восстановителями:			
взаимодействует со стеклом только F ₂ $2F_2 + SiO_2 \rightarrow SiF_4 \uparrow + O_2 \uparrow$	$Cl_2 + 2HBr \rightleftharpoons Br_2 + 2HCl$ $Cl_2 + 2KI \rightleftharpoons I_2 + 2KCl$ $Cl_2 + 2KBr \rightleftharpoons Br_2 + 2KCl$	$Br_2 + H_2S \rightarrow 2HBr + S \downarrow$ $Br_2 + 2HI \rightarrow 2HBr + I_2 \downarrow$ $3Br_2 + 8NH_3 \rightarrow N_2 \uparrow + 6NH_4Br$	$I_2 + H_2S = 2HI + S \downarrow$ $I_2 + AgNO_3 \xrightarrow{\text{эфир}} INO_3 + AgI \downarrow$ и окислителями: $I_2 + 2HClO_4 = 2HIO_4 + Cl_2 \uparrow$

Качественная реакция на иод – синее окрашивание с крахмалом
(из-за образования соединения включения)

Соединения с водородом

HF – фтороводород
HCl – хлороводород
HBr – бромоводород
HI – йодоводород

раствор в воде

фтороводородная (плавиковая) кислота
хлороводородная (соляная) кислота
бромоводородная кислота
йодоводородная кислота

- бесцветные газы, дымят на воздухе, тяжелее воздуха;
- хорошо растворимы в воде, образуют сильные кислоты (бесцветные жидкости, дымят на воздухе);
- твёрдые галогеноводороды имеют молекулярную структуру;
- в жидком состоянии – неэлектролиты;
- химически инертны по отношению к металлам, их оксидам и гидроксидам, карбонатам;
- при растворении в воде полностью распадаются на ионы (кроме HF)

	Получение	Свойства кислот HHal
HF	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = 2\text{HF}\uparrow + \text{CaSO}_4$	✓ все кислоты сильные (кроме HF): $\text{HHal} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Hal}^-$
HCl	$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = \text{HCl}\uparrow + \text{NaHSO}_4$ $2\text{NaCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} \xrightarrow{t^\circ > 110^\circ} 2\text{HCl}\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$	✓ с металлами, стоящими в ряду напряжений до H $\text{Fe} + 2\text{HHal} \rightarrow \text{FeHal}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ✓ с основными оксидами: $\text{CaO} + 2\text{HHal} = \text{CaHal}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ✓ с основаниями : $3\text{HHal} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlHal}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
HBr	$2\text{NaBr} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{HBr}\uparrow + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ $\text{PBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HBr}\uparrow$	✓ с солями : $\text{HHal} + \text{AgNO}_3 = \text{AgHal}^*\downarrow + \text{HNO}_3$ ✓ с аммиаком: $\text{HHal} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Hal}$
HI	$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HI} + \text{S}$ $6\text{I}_2 + \text{P}_4 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{H}_3\text{PO}_3 + 12\text{HI}\uparrow$ $\text{PI}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HI}\uparrow$	✓ сильные восстановители : $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2\uparrow + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ ✓ плавиковая кислота растворяет стекло: $4\text{HF} + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiF}_4 + 2\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6]$

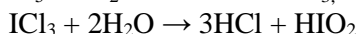
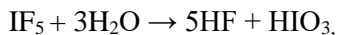
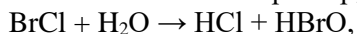
* Кроме AgF, которая растворима в воде.

Соли галогенводородных кислот

Получение	Свойства
при взаимодействии кислот с основаниями	типично ионные соединения; хорошо растворимы в воде (кроме AgCl, AgBr, AgI, CuCl, PbCl ₂); в кислых растворах обладают восстановительными свойствами

Интергалогениды – соединения галогенов друг с другом

- получаются непосредственно из элементов,
- имеют кислотный характер, неустойчивы, разрушаются водой:



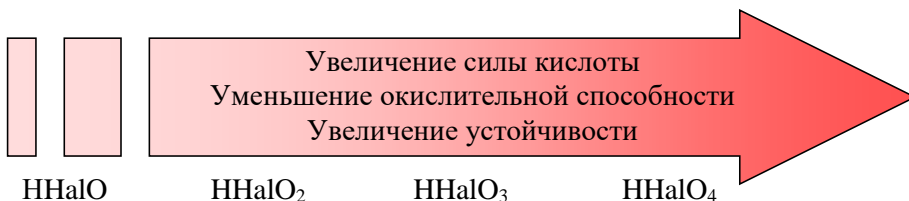
Галогены могут образовывать ионы
 Hal_n^- , особенно устойчив I_3^-

Соединения галогенов с кислородом

	Получение	Свойства
F ₂ O	$2\text{F}_2 + 2\text{NaOH} = \text{F}_2\text{O} \uparrow + 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$	газ без цвета с характерным запахом (сильный окислитель)
Cl ₂ O	$2\text{Cl}_2 + \text{HgO} = \text{Cl}_2\text{O} \uparrow + \text{HgCl}_2$	желтовато-коричневый газ $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HOCl}$ $2\text{Cl}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Cl}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ $\text{Cl}_2\text{O} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca(ClO)}_2 + \text{H}_2\text{O}$
ClO ₂ димер: Cl ₂ O ₄	$2\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{ClO}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{ClO}_2 \uparrow + \text{HClO}_4 + 3\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	бурый газ с резким запахом $6\text{ClO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 5\text{HClO}_3 + \text{HCl}$ $2\text{ClO}_2 + 2\text{KOH} = \text{KClO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Cl}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6 + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
Cl ₂ O ₆	$2\text{ClO}_2 + 2\text{O}_3 = \text{Cl}_2\text{O}_6 + 2\text{O}_2 \uparrow$	светло-красная жидкость $\text{Cl}_2\text{O}_6 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Cl ₂ O ₇ (только ниже 0°)	$2\text{HClO}_4 \xrightarrow{t^\circ, \text{P}_4\text{O}_{10}} \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$	бесцветная маслянистая жидкость $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$ $2\text{Cl}_2\text{O}_7 = 4\text{ClO}_2 + 3\text{O}_2 \uparrow$
Br ₂ O	$2\text{Br}_2 + \text{HgO} = \text{Br}_2\text{O} + \text{HgBr}_2$	коричнево-чёрное твёрдое вещество неустойчиво, взрывчато, разлагается: $2\text{Br}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Br}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
BrO ₂	$\text{Br}_2 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{тлеющий разряд}} 2\text{BrO}_2$	твёрдое жёлтое вещество, неустойчиво, взрывчато, разлагается: $2\text{BrO}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{O}_2 \uparrow$
I ₂ O ₅	$2\text{HIO}_3 \xrightarrow{t^\circ \sim 200^\circ} \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	белый кристаллический порошок $2\text{I}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{I}_2 + 5\text{O}_2 \uparrow$

Кислородсодержащие кислоты галогенов

	Получение	Свойства
HClO	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{HCl}$ $2\text{Cl}_2 + 2\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HOCl} + \text{Hg}_2\text{OCl}_2 \downarrow$	<p>существует только в разбавленных водных растворах</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ слабая кислота: $\text{HClO} + \text{KOH} = \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ ◦ сильный окислитель: $\text{HClO} + 2\text{HI} = \text{I}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ ◦ разложение: $\text{HClO} \xrightarrow{h\nu} \text{HCl} + \text{O}$ $3\text{HClO} \xrightarrow{t^\circ} \text{HClO}_3 + 2\text{HCl}$ $4\text{HClO} \xrightarrow{t^\circ} 3\text{HClO}_4 + \text{HCl}$
HClO ₂	$\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>существует только в водных растворах</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ слабая кислота: $\text{HClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ◦ сильный окислитель ◦ неустойчива: $4\text{HClO}_2 = \text{HCl} + \text{HClO}_3 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
HClO ₃	$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HClO}_3 + \text{BaSO}_4 \downarrow$	<p>существует только в водных растворах</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ сильная кислота: $\text{HClO}_3 + \text{KOH} = \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ◦ сильный окислитель: $3\text{P}_4 + 10\text{HClO}_3 = 3\text{P}_4\text{O}_{10} + 10\text{HCl}$
HClO ₄	$\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HClO}_4 + \text{KHSO}_4$	<ul style="list-style-type: none"> ◦ бесцветная подвижная жидкость ◦ на воздухе образует туман ◦ очень сильная кислота: $\text{HClO}_4 + \text{KOH} = \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{KCl} + 2\text{O}_2 \uparrow$ ◦ разлагается при нагревании $4\text{HClO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{ClO}_2 + 3\text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
HBrO	$2\text{Br}_2 + \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HBrO} + \text{HgBr}_2 \downarrow$	<p>существует только в разбавленных водных растворах</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ слабая кислота; ◦ сильный окислитель
HBrO ₃	$\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HBrO}_3 + \text{BaSO}_4 \downarrow$	<p>устойчива только в водных растворах</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ сильная кислота ◦ сильный окислитель $2\text{KBrO}_3 + \text{I}_2 = 2\text{KIO}_3 + \text{Br}_2 \uparrow$
HIO ₃	$3\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 = 6\text{HIO}_3 + 10\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3 + 10\text{HCl}$ $\text{I}_2 + 2\text{HClO}_3 = 2\text{HIO}_3 + \text{Cl}_2 \uparrow$	<p>бесцветные прозрачные кристаллы хорошо растворимые в воде</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ сильная кислота ◦ сильный окислитель
H ₅ IO ₆	$5\text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + 4\text{I}_2 + 9\text{O}_2 \uparrow$ $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_5\text{IO}_6 + 5\text{BaSO}_4 \downarrow$	<p>гигроскопичные кристаллы, хорошо растворимые в воде</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ слабая кислота ◦ сильный окислитель



НАЗВАНИЯ				
корень + -новатистая	-истая	-новатая	-ная кислота	
HNaIO	HNaIO_2	HNaIO_3	HNaIO_4	
хлорноватистая	хлористая	хлорноватая	хлорная	
бромноватистая	бромистая	бромноватая	бромная	
йодоватистая	йодистая	йодноватая	йодная	
СОЛИ: гипохлориты	хлориты	хлораты	перхлораты	



Соли кислородных кислот галогенов

более устойчивы, чем сами кислоты при повышенных температурах – сильные окислители		
	Получение	Важнейшие свойства
CaCl(OCl) белильная известь	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 =$ $= \text{CaCl(OCl)} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaCl(OCl)} + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{CaOHCl}$ $\text{HClO} \xrightarrow{h\nu} \text{HCl} + \text{O}$
KClO гипохлорит калия	$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} =$ $= \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{KClO} \xrightarrow{h\nu} 2\text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$ $3\text{KClO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KCl} + \text{KClO}_3$
KClO₃ хлорат калия бертолетова соль	$3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ $4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$ $2\text{KClO}_3 + 3\text{S} \rightarrow 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{KCl}$ $10\text{KClO}_3 + 3\text{P}_4 \rightarrow 3\text{P}_4\text{O}_{10} + 10\text{KCl}$ $\text{KClO}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KCl}$
KClO₄ перхлорат калия	$\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{KClO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{KCl} + 2\text{O}_2\uparrow$

Применение соединений галогенов:

- в медицине; • в качестве топливных добавок; • в фотографии; • в пестицидах; • как ингибиторы горения; • в красителях; • в фармацевтической промышленности; • в катализаторах; • в пищевых добавках

■ NaCl – сырьё для получения NaOH, Cl₂; в мыловарении; пищевой промышленности;
 ■ KCl – удобрение; ■ CaCl₂ – для удаления влаги, в медицине; ■ BaCl₂ – в борьбе с вредителями растений;
 ■ ZnCl₂ – пропитка от гниения; ■ AlCl₃ – катализатор;
 ■ AgCl – в фотографии; ■ HgCl₂ (сулема) – яд; ■ Hg₂Cl₂ – в электрохимии

18 (VIIIА) группа

Благородные (инертные) газы (АЭРОГЕНЫ)

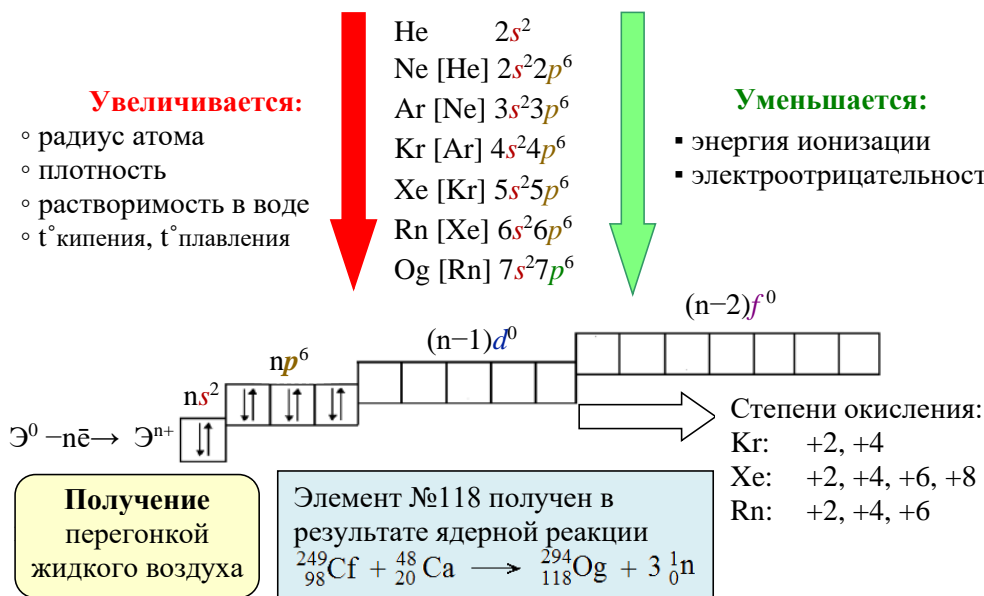
(электронная конфигурация ns^2np^6)

Увеличивается:

- ° радиус атома
- ° плотность
- ° растворимость в воде
- ° t° кипения, t° плавления

Уменьшается:

- энергия ионизации
- электроотрицательность



Уильям Рамзай (1852-1916)
лауреат Нобелевской премии 1904 г.
за открытие благородных газов и
определение их места в
периодической системе

Применение благородных газов

He	<ul style="list-style-type: none"> ▪ для заполнения дирижаблей, воздушных шаров, аэростатов; ▪ в смесях для дыхания; ▪ для создания низких температур
Ne	<ul style="list-style-type: none"> ▪ для заполнения неоновых ламп;
Ar	<ul style="list-style-type: none"> ▪ для заполнения неоновых ламп; ▪ в электросварке
Kr	<ul style="list-style-type: none"> ▪ для заполнения ламп;
Xe	<ul style="list-style-type: none"> ▪ фториды – как фторирующие агенты
Rn	<ul style="list-style-type: none"> ▪ в медицине

Физические и физико-химические свойства элементов 18 (VIIIА) группы

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
газы без цвета и запаха, плохо растворимые в воде					
имеют завершённую электронную оболочку, исключительно инертны					
химически неактивны			образуют соединения с кислородом и фтором		

Основные характеристики элементов 18 (VIIIА) группы

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Латинское название	Helium	Neon	Argon	Krypton	Xenon	Radon
Русское название	Гелий	Неон	Аргон	Криптон	Ксенон	Радон
Дата открытия	1895	1898	1894	1898	1898	1900
Первооткрыватель	Рамзай, Клеве и Локьер	Рамзай, Траверс	Рэлей, Рамзай	Рамзай, Траверс	Рамзай, Траверс	Дорн
Атомный номер	2	10	18	36	54	86
Относительная масса атома	4,004	20,1797	39,948	83,80	131,29	222
Радиус атомный (пм)	128	[160]	174	[198]	218	нет данных
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	2372,3	2080,6	1520,4	1350,7	1170,4	1037
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	0,0	-29	-35	-39	-41	-41
Электроотрицательность (по Полингу)	нет данных				2,6	нет данных
t плавления (К)	0,95*	24,48	83,78	116,6	161,3	202
t кипения (К)	4,216	27,10	87,29	120,85	166,1	211,4
Плотность (г/см ³ , тв.)	нет данных	1,444	1,656	2,823	3,540	4,4
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	32,07	13,97	24,12	29,68	37,09	50,5
Основные изотопы (массовые числа)**	3, 4	20, 21, 22	36, 37*, 38, 39*, 40	78, 80, 82-84, 85* 86	124, 126, 127*, 128-132, 133*, 134, 136	219*, 220*, 222*
Содержание в земной коре (% по массе)	$8 \cdot 10^{-7}$	$7 \cdot 10^{-9}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-9}$	$2 \cdot 10^{-10}$	следы
Аллотропные модификации (структурный тип)***	α -(Mg), β -(Cu), γ -(α -Fe)	(Cu), (Mg)	(Cu)	(Cu)	(Cu)	(Cu)?
Основные природные соединения	природный газ		сжиженный воздух		Распад ²²⁶ Ra	

Происхождение названий элементов:
He - от греч. *ήλιος (helios)* – «гелиос, солнце»; **Ne** - от греч. *νέος (neos)* «новый»; **Ar** - от греч. *ἀργός (argos)* – «ленивый, недейтельный, вялый»; **Kr** - от греч. *κρυπτός (kryptos)* – «секретный, скрытый». **Xe** - от греч. *ξένος (xenos)* – «чужой, странный, незнакомый», **Rn** - назван по аналогии с радием, **Og** – в честь российского учёного Ю. Ц. Оганесяна



Лорд Джон Уильям Стретт
Рэлей (1852-1916)

* Под давлением.

** Значком * помечены нестабильные изотопы.

*** Структурный тип металлов см. с. 33.

Оксиды благородных газов

	Получение	Свойства
XeO ₃	$6\text{XeF}_4 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{XeO}_3 + 4\text{Xe} + 24\text{HF} + 3\text{O}_2$	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллы; гигроскопичны; хорошо растворимы в воде; нелетучее взрывчатое вещество взаимодействуют со щелочами: $\text{XeO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHXeO}_4$ $2\text{HXeO}_4^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{XeO}_6^{2-} + \text{Xe} \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ сильный окислитель: $\text{XeO}_3 + \text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Xe} + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ окисляется озоном: $\text{XeO}_3 + \text{O}_3 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_4\text{XeO}_6 + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ с водой: $\text{XeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{XeO}_4$
XeO ₄	$\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{XeO}_4 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> бесцветный газ; взрывоопасен; неустойчив: $3\text{XeO}_4 \rightarrow \text{Xe} \uparrow + 2\text{XeO}_3 + 3\text{O}_2 \uparrow$

Фториды благородных газов

	Получение	Свойства
XeF ₂	$\text{Xe} + \text{F}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{XeF}_2$ $\text{Xe} + \text{F}_2\text{O}_2 = \text{XeF}_2 + \text{O}_2$	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллы; растворимы в воде; очень сильный окислитель
XeF ₄		<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллы; не взрывоопасен; сильный фторирующий агент: $\text{XeF}_4 + \text{Pt} \rightarrow \text{PtF}_4 + \text{Xe} \uparrow$ $\text{XeF}_4 + \text{Hg} \rightarrow \text{HgF}_4 + \text{Xe} \uparrow$ гидролиз: <ul style="list-style-type: none"> $\text{XeF}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{XeOF}_2 + 2\text{HF}$ $6\text{XeF}_4 + 12\text{H}_2\text{O} = 2\text{XeO}_3 + 24\text{HF} + 4\text{Xe} \uparrow + 3\text{O}_2 \uparrow$
XeF ₆	$\text{XeF}_2 + 2\text{F}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{P}} \text{XeF}_6$	<ul style="list-style-type: none"> бесцветные кристаллы ; реакции комплексообразования: $\text{XeF}_6 + 2\text{CsF} = \text{Cs}_2[\text{XeF}_8]$ фторирование: $2\text{XeF}_6 + \text{SiO}_2 = 2\text{XeOF}_4 + \text{SiF}_4$ гидролиз: <ul style="list-style-type: none"> $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{XeOF}_4 + 2\text{HF}$ $\text{XeOF}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{XeO}_2\text{F}_2 + 2\text{HF}$ $\text{XeO}_2\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{XeO}_3 + 2\text{HF}$ $\text{XeF}_6 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{XeO}_3 + 6\text{HF}$
KrF ₂	$\text{Kr} + 2\text{F} \xrightarrow{-196^\circ\text{C}} \text{KrF}_2$ (атомарный F)	<ul style="list-style-type: none"> кристаллы, t° плавления 77° гидролиз: $2\text{KrF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Kr} \uparrow + 4\text{HF} + \text{O}_2 \uparrow$ термически неустоек: $\text{KrF}_2 = \text{Kr} \uparrow + \text{F}_2 \uparrow$ образует соединения типа $\text{KrF}_2 \cdot \text{XeF}_6, \text{KrF}_2 \cdot \text{AuF}_5$

ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

d-элементы

Переходный элемент (*d*-элемент) – это элемент, у которого электрон с наиболее высокой энергией расположен на *d*-орбитали

Электронная конфигурация	<i>d</i> -элементы									
[Ar]4s ² 3d ¹⁻¹⁰	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
[Kr]5s ² 4d ¹⁻¹⁰	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
[Xe]6s ² 5d ¹⁻¹⁰	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

Физические свойства

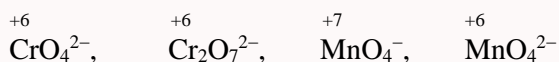
- все элементы являются металлами;
- высокая температура плавления;
- твёрдые;
- большая плотность (кроме титана);
- сходные атомные и ионные радиусы, энергии ионизации;
- некоторые *d* -элементы (Co, Ni) являются ферромагнетиками;
- многие соединения *d* -элементов окрашены:

CrO₄²⁻ – жёлтого цвета, Cr₂O₇²⁻ – оранжевого, Cr³⁺ – зелёного, Cr²⁺ – голубого, MnO₄⁻ – фиолетового, MnO₄²⁻ – зелёного, Mn²⁺ – бледно-розового, Fe³⁺ – жёлтого, Fe²⁺ – зелёного, Co²⁺ – розового, Cu²⁺ – голубого

Химические свойства

- различные степени окисления:

▪ в соединениях с кислородом (ковалентная связь металл – кислород) *d*-элемент имеет более высокие степени окисления:



- атомарные ионы металлов имеют низкие степени окисления:



- проявляют каталитические свойства: Fe, Ni, Pt, V₂O₅, Mn²⁺, Fe³⁺, Fe²⁺, Hg²⁺, др.

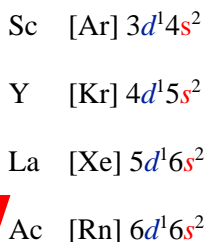
- склонны к образованию комплексных соединений

3 (IIIВ) группа

Подгруппа скандия

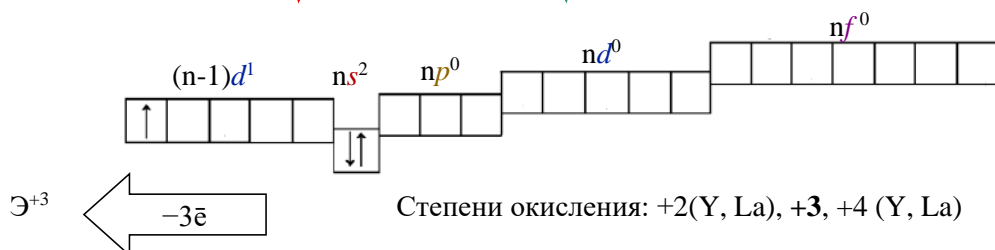
Увеличивается:

- порядковый номер
- радиус атома
- металлические свойства
- основность оксидов и гидроксидов



Уменьшается:

- электроотрицательность
- энергия ионизации
- температуры плавления
- устойчивость к окислению на воздухе
- прочность связей в жидком состоянии



Получение

- электролизом расплавленных хлоридов
- металлотермическим методом

Физико-химические свойства элементов 3 (IIIВ) группы			
Sc	Y	La	Ac
<ul style="list-style-type: none"> • мягкие серебристо-белые металлы, • на воздухе покрыты оксидной плёнкой, • реагируют с водой с выделением H₂, • с кислотами образуют соли 			
• легко горит	• легко воспламеняется	• легко воспламеняется	• светится в темноте

Скандий, иттрий, лантан и лантаниды называют «редкоземельными элементами» (сокращенно РЗЭ, РЗМ). Название связано с тем, что эти элементы встречаются сравнительно редко и дают тугоплавкие нерастворимые в воде оксиды – по старинной терминологии, «земли». Характерная особенность РЗЭ – их совместное присутствие в природе и близость химических свойств. Первым среди РЗЭ в 1794 г. был открыт иттрий финским химиком Ю. Гадолиным

Основные характеристики элементов 3 (ШВ) группы

	Sc	Y	La	Ac
Латинское название	Scandium	Yttrium	Lanthanum	Actinium
Русское название	Скандий	Иттрий	Лантан	Актиний
Дата открытия	1879	1794	1839	1899
Первооткрыватель	Нильсон	Гадолин	Мосандер	Дебьёрн
Атомный номер	21	39	57	89
Относительная масса атома	44,95591	88,90585	138,9055	[227]
Радиус атома (пм)	160,6	181	187,7	187,8
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	631	616	538,1	499
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	18,1	29,6	~50	данных нет
Электроотрицательность (по Полингу)	1,36	1,22	1,10	1,1
t плавления (К)	1814	1795	1194	1320
t кипения (К)	3104	3611	3730	3470
Плотность (г/см ³)	2,989	4,469	6,145	10,06
Объём 1 моль (см ³)	15,04	19,89	22,60	22,6
Основные изотопы (массовые числа)*	44*, 45, 46*, 47*	88*, 89, 90*	138*, 139, 140*	225*, 227*, 228*
Содержание в земной коре (% по массе)	1,6·10 ⁻³	3·10 ⁻³	3,2·10 ⁻³	следы
Аллотропные модификации**	α -Sc (Mg) β -Sc (α -Fe)	α -Y (Mg) β -Y (α -Fe)	α -La β -La (Cu) γ -La (α -Fe)	(Cu)
Основные природные соединения	Тортвейтит [(Sc,V) ₂ Si ₂ O ₇]	Ксенотим [YPO ₄]	Монацит (Ca, La...)PO ₄ Бастнезит (Ca, La...)CO ₃ F	Продукт разложения ²³⁵ U, при нейтронной бомбардировке ²²⁶ Rn

Происхождение названий элементов:

Sc – от лат. Scandia – Скандинавия;

Y – назван по минералу иттербиту, найденному около селения Иттербю, Швеция;

La – от греч. λανθάνω (lanthanein) – «скрываться»;

Ac – от греч. ἀκτῖνος (aktinos) – «луч»

Слово «Иттербю» переводится с шведского языка как «отдаленная деревня». Иттербю находится в 400 км от Стокгольма на острове Ресаре. В честь этой деревни названы 4 элемента – иттрий, иттербий, тербий и эрбий

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Химические свойства элементов 3 группы

Sc	Y	La	Ac
• горят на воздухе: $M + O_2 \xrightarrow{t^\circ} M_2O_3$			
• реагируют с водой: $2M + 6H_2O \rightarrow 2M(OH)_3 + 3H_2\uparrow$			
• с неметаллами: <ul style="list-style-type: none"> • $M + \frac{1}{2} x N_2 \xrightarrow{t^\circ} MN_x$ • $M + \frac{3}{2} Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} M Hal_3$ • $M + H_2 \xrightarrow{t^\circ} MH_3, MH_2$ 			
• с кислотами: <ul style="list-style-type: none"> • $2M + 3H_2SO_4 + 12H_2O = [M(H_2O)_6]_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$ • $Sc + 4HNO_3 (\text{конц.}) = Sc(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ • $2Y + 6 H_2SO_4 (\text{конц.}) = Y_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$ 			
• не реагируют со щелочами: $M + NaOH \neq$			

Соединения элементов 3 группы

	Физические свойства	Химические свойства
M_2O_3	Бесцветные кристаллические вещества с высокими температурами плавления	Активность усиливается в ряду Sc-Y-La-Ac <ul style="list-style-type: none"> • $M_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2M(OH)_3$ • $Sc_2O_3, Sc(OH)_3$ – амфотерны: $Sc_2O_3 + 2KOH \rightarrow 2KScO_2 + H_2O$
$M(OH)_3$	Белые студенистые вещества	Оксиды и гидроксиды Y, La, Ac (усиление основных свойств) реагируют только с кислотами <ul style="list-style-type: none"> • $M(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} MO(OH) + H_2O$
Соли	Карбонаты, оксалаты, фосфаты и фториды – бесцветные кристаллические вещества, нерастворимые в воде. Хлориды, бромиды и йодаты – растворимы в воде	<ul style="list-style-type: none"> • Подверженность гидролизу ослабевает в ряду Sc – Y – La – Ac

Применение

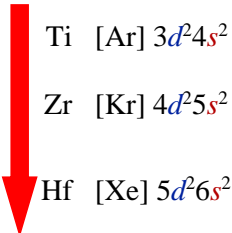
- Sc** • в полупроводниковой технике;
• оксид – при производстве ферромагнитных материалов
- Y** • в красных люминофорах для телеэкранов;
• в рентгеновских фильтрах; • в сверхпроводниках;
• в специальных сплавах
- La** • для получения оптических стёкол; в электронно-вакуумных лампах;
• карбонат – как лекарство Fosrenol при лечении гиперфосфатемии

4 (IVB) группа

Подгруппа титана

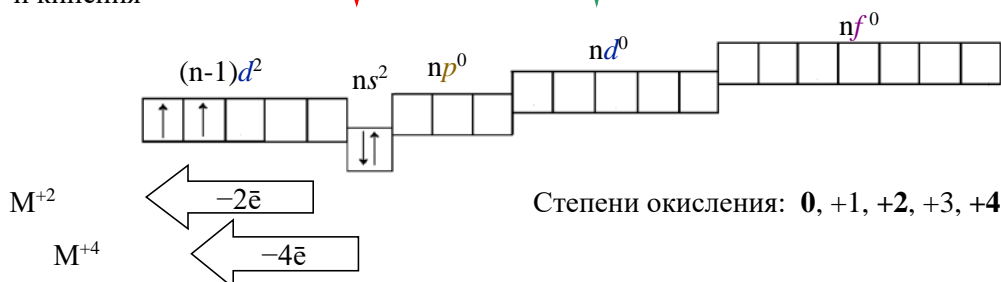
Увеличивается:

- порядковый номер
- радиус атома
- металлические свойства
- химическая активность
- температуры плавления и кипения



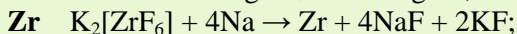
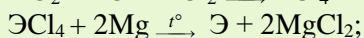
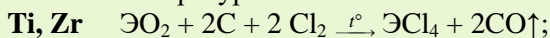
Уменьшается:

- электроотрицательность
- энергия ионизации
- основной характер оксидов и гидроксидов



Получение

Высокотемпературным восстановлением в инертной среде:



Hf – как побочный продукт при очистке циркония

Физико-химические свойства элементов 4 (IVB) группы

Ti	Zr	Hf
<ul style="list-style-type: none"> • твёрдый, блестящий, серебристый металл; • устойчив к коррозии благодаря оксидной плёнке; • порошок горит на воздухе; • не взаимодействует с кислотами, кроме HF, H_3PO_4, H_2SO_4 конц. и щелочами весьма плохо со щелочами 	<ul style="list-style-type: none"> • твёрдый, блестящий, серебристый металл; • парамагнитен; • устойчив к коррозии благодаря оксидной плёнке, но горит на воздухе; • не взаимодействует с кислотами (кроме HF) и щелочами 	<ul style="list-style-type: none"> • блестящий, серебристый, пластичный металл; • устойчив к коррозии благодаря оксидной плёнке, порошок воспламеняется на воздухе; • не взаимодействует с кислотами (кроме HF) и щелочами

Основные характеристики элементов 4 (IVB) группы

	Ti	Zr	Hf
Латинское название	Titanium	Zirconium	Hafnium
Русское название	Титан	Цирконий	Гафний
Дата открытия	1791	1789	1923
Первооткрыватель	Грегор, Клапрот	Клапрот, Берцелиус	Костер, Хевеши
Атомный номер	22	40	72
Атомная масса	47,88	91,224	178,49
Радиус атома (пм)	144,8	160	156,4
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	658	660	642
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	7,6	41,1	~0
Электроотрицательность (по Полингу)	1,54	1,33	1,3
t плавления (К)	1933	2125	2503
t кипения (К)	3560	4650	5470
Плотность (г/см ³ , тв.)	4,540	6,506	13,310
Объём 1 моль (см ³)	10,55	14,02	13,41
Основные изотопы (массовые числа)*	44*, 46–50	90–92, 94, 95*–97*	172*, 174, 175*, 176–180, 181*, 182*
Содержание в земной коре (% по массе)	0,56	1,9·10 ⁻²	5,3·10 ⁻⁴
Аллотропные модификации**	α -Ti (Mg) β -Ti (α -Fe) фаза высокого давления (кубич.)	α -Zr (Mg) β -Zr (α -Fe) фаза высокого давления (кубич.)	α -Hf (Mg) β -Hf (кубич.)
Основные природные соединения	ильменит FeTiO ₃ рутил TiO ₂ , титанит CaTiSiO ₅	циркон ZrSiO ₄ , бадделейт ZrO ₂	альвит (Hf, Th, Zr)SiO ₄ ·xH ₂ O

Происхождение названий элементов

Ti – назван в честь титанов, сыновей богини Геи;

Zr - от арабск. *zargun* – «цвет золота»;

Hf - от лат. *Hafnia* – «Копенгаген»

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Свойства элементов 4 группы

Ti	Zr	Hf
Высокая химическая и коррозионная устойчивость (при нагревании химическая активность возрастает) <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Э (Ti, Zr, Hf)} + 2\text{Hal}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ЭHal}_4$ • $2\text{Ti} + 6\text{HCl (горячая)} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{TiCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ • $\text{Э} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{ЭO(SO}_4\text{)} + 2\text{SO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ • $\text{Э} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{пассивирует;}$ $3\text{Э} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HF} \rightarrow 3\text{H}_2[\text{ЭF}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ • $\text{Э} + 6\text{HF} \rightarrow \text{H}_2[\text{ЭF}_6] + 2\text{H}_2\uparrow$ • $3\text{Ti} + 6\text{KOH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{K}_2\text{TiO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ • $\text{Zr, Hf} + \text{NaOH} \neq$ 		

Соединения элементов 4 группы

	Физические свойства	Химические свойства
TiO	Твёрдое вещество жёлтого цвета ▪ основные свойства:	$\text{TiO} + 2\text{HCl} = \text{TiCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Ti ₂ O ₃	Твёрдое вещество фиолетового цвета, тугоплавкое ▪ восстановитель	
ЭO _(2+x)	Твёрдые вещества белого цвета ▪ прокаленные диоксиды инертны	
ЭO ₂ ·xH ₂ O	Гидратированные оксиды (свежеосаждённые) – гелеобразные вещества ▪ взаимодействуют с растворами щелочей: $\text{ЭO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} + 2\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2[\text{Э(ОН)}_6] + (x-2)\text{H}_2\text{O}$ ▪ взаимодействуют с HF: $\text{ЭO}_2 + 6\text{HF} \rightarrow \text{H}_2[\text{ЭF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$	
Э(ОН) ₄	▪ Студенистые осадки, реагируют с кислотами и щелочами	
ЭН ₄	Хрупкие металлоподобные порошки чёрного цвета, ▪ разлагаются водой:	$\text{ЭН}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Э(ОН)}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$
Карбиды и нитриды ЭC ₂ , ЭC	Твёрдые тугоплавкие вещества, проводники ▪ химически инертны	
ЭHal ₄	Бесцветные твёрдые вещества, летучи ▪ химически активны, гидролизуются, полимеризуются	
ЭС ₂		
Э(SO ₄) ₂		

В 1940 году венгерский химик Дьёрдь де Хевеши растворил золотые нобелевские медали немецких физиков Макса фон Лауэ и Джеймса Франка в царской водке, чтобы предотвратить конфискацию нацистами. После войны медали были восстановлены



*Мартин Генрих
Клапрот
(1743-1817) –
немецкий химик,
открыл Ti, Zr, U*



*Уильям Грегор
(1761-1817) –
английский
священник,
минералог,
открыл Ti*



*Дирк Костер
(1889-1950) –
голландский
физик,
открыл Hf*



*Дьёрдь де Хевеши
(1885-1966) –
венгерский химик,
Нобелевская
премия 1943,
открыл Hf*

Применение

Ti • в оборудовании для химической промышленности; • в лёгких сплавах; • как легирующие добавки к сталям; • в остеопротезах; • оксид – в красках; • карбиды и нитриды – для изготовления резцов и свёрл.

Zr • в ядерных реакторах; • в сплавах; • в медицине для изготовления костных, суставных и зубных протезов, хирургических инструментов; • как легирующие добавки к сталям; • в цветной глазури; • оксиды – для изготовления тугоплавких тиглей, кирпича, керамики, абразивов.

Hf • в контрольных стержнях для ядерных реакторов; • для получения оптических стёкол; • в высокотемпературных сплавах и керамике

Диоксид циркония, ZrO_2

ZrO_2 (t плавления $2700^\circ C$) широко применяется в биокерамических покрытиях, в огнеупорах в металлургии. При нагревании ZrO_2 – твёрдый электролит, проводит ток.

Широкое применение в медицине получила керамика на основе ZrO_2 . Благодаря высокой биологической инертности и отличной биосовместимости, её применяют для создания костных, суставных и зубных протезов, хирургического инструмента.

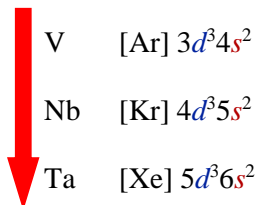
Из ZrO_2 стабилизированного Sc, Y и другими редкоземельными элементами получают **фианит** – оптический материал с большим коэффициентом преломления (линзы получаются плоские) и в качестве синтетического ювелирного камня (игра света у фианита больше, чем у бриллианта, однако, показатель преломления меньше)

5 (VB) группа

Подгруппа ванадия

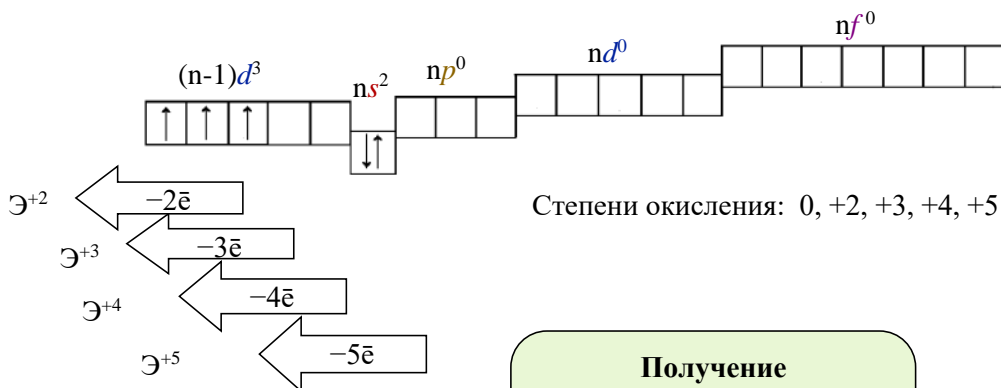
Увеличивается:

- порядковый номер
- радиус атома
- металлические свойства
- ковкость металлов

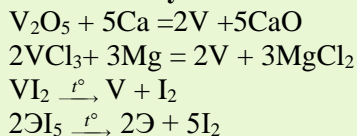


Уменьшается:

- кислотные свойства
- окислительная способность у оксидов (V)



Получение



Физико-химические свойства элементов 5 (VB) группы		
V	Nb	Ta
<ul style="list-style-type: none"> • блестящие, серебристые металлы; • в чистом виде мягкие; • устойчивы к коррозии благодаря оксидной плёнке; • высокая химическая стойкость 		
Реагирует с концентрированными кислотами , но не реагирует с расплавами щелочей	Реагирует с горячими концентрированными кислотами , но не реагирует с расплавами щелочей	Взаимодействует с HF и с расплавами щелочей

Основные характеристики элементов 5 (VB) группы

	V	Nb	Ta
Латинское название	Vanadium	Niobium	Tantalum
Русское название	Ванадий	Ниобий	Тантал
Дата открытия	1801	1801	1802
Первооткрыватель	дель Рио, Сельфстрем	Хатчетт	Экеберг
Атомный номер	23	41	73
Атомная масса	50,9415	92,90638	180,9479
Радиус атома (пм)	132,1	142,9	143
Электроотрицательность (по Полингу)	1,63	1,6	1,5
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	650	664	761
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	50,7	86,2	14
t плавления (К)	2160	2741	3269
t кипения (К)	3650	5015	5698
Плотность (г/см ³ , тв.)	6,110	8,570	16,654
Объём 1 моль (см ³)	8,34	10,84	10,87
Основные изотопы (массовые числа)*	48*–50*, 51	93, 94*	180, 181, 182*
Содержание в земной коре (% по массе)	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$
Аллотропные модификации**	(α -Fe)	(α -Fe)	(α -Fe)
Основные природные соединения	Патронит VS ₄ , ванадинит Pb ₅ (VO ₄) ₃ Cl, попутно из руд других элементов и из венесуэльской нефти	Колумбит, (Fe,Mn)Nb ₂ O ₆ , побочный продукт при извлечении олова	Танталит (Fe,Mn)Ta ₂ O ₅ , побочный продукт при извлечении олова

Происхождение названий элементов

V – назван в честь Vanadis – скандинавской богини;

Nb – от греч. Niobe – Ниобея, дочь Тантала

Ta – от греч. Tantalos – Тантал, отец Ниобеи

Дель Рио, обнаруживший ванадий в свинцовых рудах, предложил назвать его «панхромий» из-за многоцветия его соединений.
Название «ванадий» было дано Берцелиусом и Сефстрёмом
(в 1930 г. ванадий был открыт Сефстрёмом в железной руде)

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип, см. с. 33.

Свойства элементов 5 группы

V	Nb	Ta
Высокая химическая стойкость		
$\Xi + \text{H}_2 \xrightarrow{r^\circ} \Xi\text{H}_2$ $2\Xi + 5\text{F}_2 \rightarrow 2\Xi\text{F}_5$ $\Xi + \text{NaOH} \neq$	$4\Xi + 5\text{O}_2 \xrightarrow{r^\circ} 2\Xi_2\text{O}_5$ $\Xi + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{r^\circ} \Xi\text{Cl}_4$ $\Xi + \text{HCl} \neq$	
$2\text{V} + 12\text{HF} = 2\text{H}_3[\text{VF}_6] + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{V} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= [\text{V}(\text{H}_2\text{O})_5\text{O}]\text{SO}_4 + 2\text{SO}_2\uparrow$ $\text{V} + 6\text{HNO}_3 =$ $= \text{VO}_2\text{NO}_3 + 5\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	$3\text{Nb}(\text{Ta}) + 5\text{HNO}_3 + 21\text{HF} =$ $= 3[\text{H}_2\text{Nb}(\text{Ta})]\text{F}_7 + 5\text{NO}\uparrow + 10\text{H}_2\text{O}$ $4\Xi + 5\text{O}_2 + 12\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавление}},$ $\rightarrow 4\text{K}_3[\Xi\text{O}_4] + 6\text{H}_2\text{O}$	

Соединения элементов 5 группы

Оксиды	
Гидроксиды	Твёрдые вещества с высокими температурами плавления
	<ul style="list-style-type: none"> ▪ $\Xi\text{O} + \text{H}_2\text{O} \neq$ ▪ $\text{VO} + 2\text{HCl} = \Xi\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ▪ $4\Xi\text{O} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{r^\circ} 2\Xi_2\text{O}_5$ ▪ $\Xi_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \text{ разб. } \xrightarrow{r^\circ} 2\Xi\text{Cl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ▪ $2\text{V}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = 2 [\text{VO}(\text{H}_2\text{O})_5\text{O}](\text{OH})_2$ ▪ $\Xi\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ ▪ $5\text{V}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4[\text{V}_{10}\text{H}_2\text{O}_{28}]$ (сильная кислота) ▪ $\text{Nb}_2\text{O}_5 (\text{Ta}_2\text{O}_5) + \text{H}_2\text{O} \neq$
Соли, комплексные соединения	<ul style="list-style-type: none"> ▪ известны галогениды, оксигалогениды: $2\text{Ta}(\text{Nb})\text{Cl}_5 + 5\text{H}_2\text{O} = 10\text{HCl} + \text{Ta}(\text{Nb})_2\text{O}_5$; ▪ многочисленные комплексные соединения: аква-, циано-, карбонильные, ацидо- и другие с координационными числами 5, 6, 7 и 8 (степени окисления от -3 до +5), например: $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_5$, $\text{Na}[\text{VF}_6]$, $\text{R}[\text{NbCl}_4\text{O}]$, $\text{K}_2[\text{TaF}_7]$; пероксокомплексы типа $[\Xi(\text{H}_2\text{O})_2\text{OO}_2]^-$; ▪ соли Ξ^{+2}, Ξ^{+3} – сильные восстановители; ▪ соли Ξ^{+5} – окислители

Применение

V • в сплавах; • как легирующие добавки к сталям; • оксид ванадия (V) как катализатор

Nb • как легирующие добавки к сталям

Ta • в электронике; • при производстве режущего и хирургического инструмента; • оборудования для химической промышленности

6 (VIB) группа

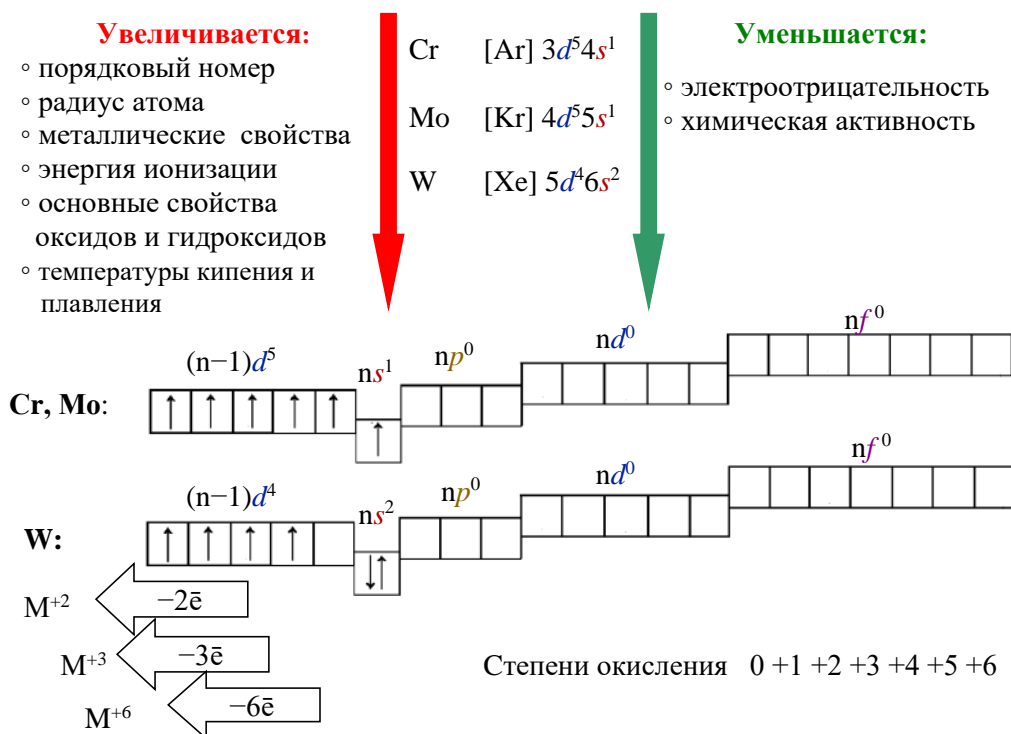
Подгруппа хрома

Увеличивается:

- порядковый номер
- радиус атома
- металлические свойства
- энергия ионизации
- основные свойства оксидов и гидроксидов
- температуры кипения и плавления

Уменьшается:

- электроотрицательность
- химическая активность



Получение

Cr $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$;
 $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + 4\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + 2\text{Cr} + 4\text{CO}$;
Mo, W – восстановлением из оксидов водородом
 $\text{MoO}_3 (\text{WO}_3) + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Mo (W)} + 3\text{H}_2\text{O}$

Физико-химические свойства элементов 6 группы

Cr	Mo	W
<ul style="list-style-type: none"> • твёрдый голубовато-белый металл; • устойчив к окислению воздухом; • нерастворим в некоторых кислотах из-за защитной плёнки 	<ul style="list-style-type: none"> • блестящий, серебристый, довольно мягкий металл; • получается в виде серого порошка; • устойчив к коррозии 	<ul style="list-style-type: none"> • блестящий, серебристо-белый тугоплавкий металл; • получается в виде тёмно-серого порошка; • устойчив к действию кислорода, кислот и щелочей

Основные характеристики элементов 6 (VIB) группы

	Cr	Mo	W
Латинское название	Chromium	Molybdenum	Wolframium
Русское название	Хром	Молибден	Вольфрам
Дата открытия	1780	1781	1783
Первооткрыватель	Воклен	Гьельм	братья Ф. и Х.Х.де Элюйяр
Атомный номер	24	42	74
Относительная масса атома	51,9961	95,94	183,85
Радиус атома (пм)	124,9	136,2	137,0
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	652,7	685,0	770
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	64,3	72	78,6
Электроотрицательность (по Полингу)	1,66	2,16	2,36
t плавления (К)	2130	2890	3680
t кипения (К)	2945	4885	5930
Плотность (г/см ³ , тв.)	7,19	10,22	19,30
Объём 1 моль (см ³)	7,23	9,39	9,53
Основные изотопы (массовые числа)*	50, 51*, 52–54	92, 94–98, 99*, 100	180, 182–184, 185*, 186, 187*
Содержание в земной коре (% по массе)	0,01	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Аллотропные модификации**	(α -Fe)	(α -Fe)	(α -Fe)
Основные природные соединения	Хромит $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$	Молибденит MoS_2 , как побочный продукт в производстве меди	Шеелит CaWO_4 Вольфрамит $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$

Происхождение названий элементов

Cr (англ. *Chromium*, франц. *Chrome*, нем. *Chrom*) – от греч. $\chi\rho\omicron\mu\alpha$ (*chroma*) – «цвет»;

Mo (англ. *Molybdenum*, франц. *Molybdene*, нем. *Molybdan*) – от древнегреч. $\mu\omicron\lambda\upsilon\beta\delta\omicron\varsigma$ (*molybdos*) – названий свинца и минерала свинцовый блеск

W (англ. *Tungsten*, франц. *Tungstene*, нем. *Wolfram*) – от шведск. *Tung sten* – «тяжёлый камень»; *Wolframium* – возникло в XIV - XVI вв., от названия шлака при добыче олова – «волк» (*Wolf*, или *Wolfert*), которое с течением времени изменилось на вольфрам

* Знаком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Химические свойства элементов 6 группы

Cr	Mo	W
▪ Не взаимодействуют с водой		
▪ С кислотами :		
▪ Пассивируются концентрированными HNO ₃ , HClO ₄ за счёт образования плёнки из химически неактивных оксидов		
▪ с разб. H ₂ SO ₄ и HCl: Cr + 2HCl → CrCl ₂ + H ₂ ↑ 4Cr + 12HCl + 3O ₂ → → 4CrCl ₃ + 6H ₂ O Cr + H ₂ SO ₄ → CrSO ₄ + H ₂ ↑ Cr + 6HNO ₃ <u>кипячение</u> → → Cr(NO ₃) ₃ + 3NO ₂ ↑ + 3H ₂ O	▪ с горячей смесью HF и HNO ₃ : Э + 2HNO ₃ + 8HF → → H ₂ [ЭF ₈] + 2NO↑ + 4H ₂ O	
▪ С расплавами щелочей с добавлением окислителей: Э + 3NaNO ₃ + 2NaOH → Na ₂ ЭO ₄ + 3NaNO ₂ + H ₂ O		
4Cr + 3O ₂ → 2Cr ₂ O ₃	2Э + 3O ₂ → 2ЭO ₃	

Оксиды и гидроксиды

Cr	Mo	W
CrO – основный оксид чёрного цвета, сильный восстановитель: $2\text{CrO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{воздуха}) = \text{Cr}_2\text{O}_3$	MoO₂	WO₂
Cr₂O₃ – амфотерный оксид тёмно-зелёного цвета, нерастворим в воде, тугоплавок, малоактивен: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Получение: $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	оксиды коричневого цвета, термически неустойчивы: $3\text{ЭO}_2 \rightarrow 2\text{ЭO}_3 + \text{Э}$	
CrO₃ – кислотный оксид ярко-красного цвета, хорошо растворим в воде и щелочах : $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} (\text{избыток}) = \text{H}_2\text{CrO}_4$ $\text{CrO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	MoO₃	WO₃
	кислотные оксиды жёлтого цвета с водой не взаимодействуют: $\text{ЭO}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{ЭO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ЭO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
Cr(OH)₂ основание жёлтого цвета, сильный восстановитель		
Cr(OH)₃ амфотерный гидроксид зелёного цвета: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$		

Кислоты

Cr	Mo	W
H_2CrO_4 жёлтого цвета $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ оранжевого цвета неустойчивые сильные кислоты , существуют только в растворах $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (избыток) = H_2CrO_4 CrO_3 (избыток) + H_2O = $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Известны многочисленные производные полимерных оксоанионов	

Соли и комплексные соединения

Cr	Mo	W
ЭNaI ₂ – сильные восстановители, получены соли Э(III) – галогениды, сульфаты, нитраты; сульфиды и карбонаты гидролизуются		
K ₂ CrO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇ – сильные окислители K ₂ CrO ₄ существует только в 		

В 1783 году испанские химики братья Фаусто и Хуан Элюар заявили об открытии нового элемента.
 В 1781 году шведский учёный К. Шееле тоже обнаружил этот элемент, однако официально об этом не заявил



Применение

Cr • в сплавах; • для хромирования; • для получения металлокерамики
 • Cr_2O_3 - как абразив при полировке;
 • Cr_2O_3 , PbCrO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при приготовлении красок;
 • хромовая смесь (3% $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в конц. H_2SO_4) – для мытья химической посуды в лабораториях
Mo • в сплавах; • электродах; • катализаторах
W • в сплавах; • при изготовлении режущего инструмента;
 • в нитях накаливания для электрических ламп
Соли Э(VI) – как окислители в различных производствах

7 (VIIB) группа

Подгруппа марганца

Увеличивается:

- порядковый номер
- радиус атома
- экранирующее действие внутренних электронов
- устойчивость высших оксидов

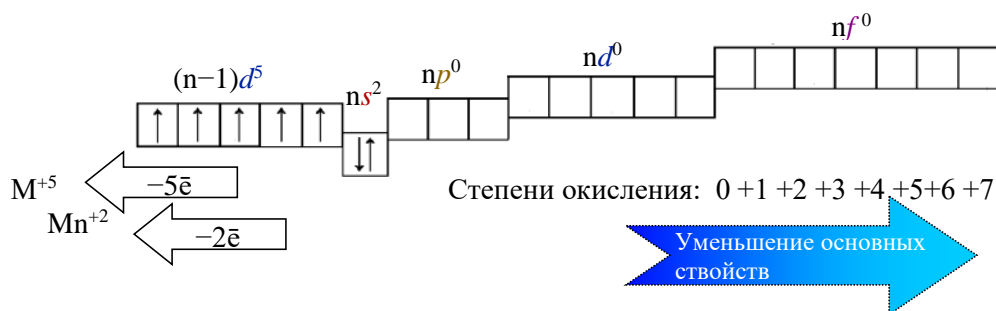


Mn [Ar] $3d^5 4s^2$
Tc [Kr] $4d^5 5s^2$
Re [Xe] $5d^5 6s^2$



Уменьшается:

- сила кислот
- химическая активность



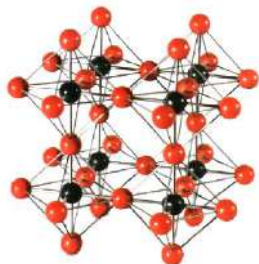
Получение

- **Mn** электролизом раствора $MnSO_4$; $MnO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} Mn + CO_2 \uparrow$
- **Tc** $Tc_2S_7 + 7H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Tc + 7H_2S \uparrow$
- **Re** $2NH_4ReO_4 + 4H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Re + N_2 \uparrow + 8H_2O$

Физико-химические свойства элементов 7 (VIIB) группы		
Mn	Tc	Re
<ul style="list-style-type: none"> • твёрдый, хрупкий, серебристый металл с розоватым оттенком • при наличии примесей реакционноспособен; • горит в кислороде; • на воздухе окисляется с поверхности; • реагирует с водой; • растворим в кислотах 	<ul style="list-style-type: none"> • в слитках – серебристого цвета; • радиоактивный металл, не встречается в природе; • обычно получается в виде серого порошка • устойчив к коррозии и окислению; • во влажном воздухе покрывается оксидной плёнкой; • растворим в азотной кислоте 	<ul style="list-style-type: none"> • серебристый металл; • обычно получается в виде серого порошка • устойчив к коррозии и окислению; • во влажном воздухе покрывается оксидной плёнкой; • растворим в азотной кислоте

Основные характеристики элементов 7 (VIIВ) группы

	Mn	Tc	Re
Латинское название	Manganese	Technetium	Rhenium
Русское название	Марганец	Технеций	Рений
Дата открытия	1774	1937	1925
Первооткрыватель	Ю. Ган	Перрье и Сегре	Ноддак, И. Таке и Берг
Атомный номер	25	43	75
Относительная масса атома	54,93805	98,9062	186,207
Радиус атома (пм)	124	135,8	137,0
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	717,4	702	760
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	< 0	96	14
Электроотрицательность (по Полингу)	1,55	1,9	1,9
t плавления (К)	1517	2445	3453
t кипения (К)	2235	5150	5900
Плотность (г/см ³)	7,440	11,5 (оценка)	21,020
Объём 1 моль (см ³)	7,38	8,6 (оценка)	8,86
Основные изотопы (массовые числа)*	53*, 54*, 55, 56*	97*, 98*, 99*, 99*	185, 186*–188*
Содержание в земной коре (% по массе)	9,5·10 ⁻²	Нет	4·10 ⁻⁸
Аллотропные модификации**	α -Mn (α -Fe), β -Mn (α -Fe), γ -Mn (Cu), δ -Mn (α -Fe)	(Mg)	(Mg)
Минералы, нахождение в природе	пирролюзит MnO ₂ , гаусманит Mn ₃ O ₄ , браунит Mn ₂ O ₃ , криптомелан KMn ₈ O ₁₆ , манганит MnO(OH)	нет	извлекается из отходящих газов при выплавке Mo



Кристаллическая структура ReO₃

Происхождение названий элементов

Mn – от лат. *magnes* – «магнит»;
Tc – от греч. *τεχνητός* (*technikos*) – «искусственный»;
Re – от лат. *Rhenus* – «Рейн»

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).



Юхан Готтлиб Ган
(1745-1818)



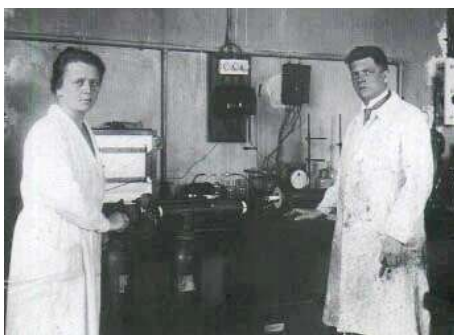
Эмилио Джинио Сегре
(1905-1989)



Карло Перрье
(1886-1948)

Химические свойства элементов 7 группы

Mn	Tc	Re
• с водой:		
$\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$	-	-
• с кислотами:		
<ul style="list-style-type: none"> $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $3\text{Mn} + 8\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \xrightarrow{t^\circ} 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ 	<ul style="list-style-type: none"> $\text{Tc} + \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl} \neq$ $3\text{Tc} + 7\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{HTcO}_4 + 7\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 	<ul style="list-style-type: none"> $\text{Re} + \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl} \neq$ $3\text{Re} + 7\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{HReO}_4 + 7\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
• со щелочами:		
не взаимодействуют		



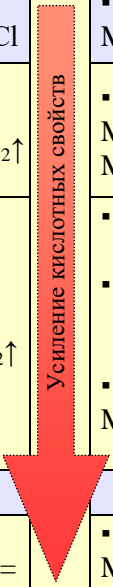


Вальтер Ноддак (1893-1960)
и Ида Ноддак-Таке (1896-1978)

Супруги Ноддак и спектроскопист фирмы «Сименс и Хальске» О. Берг, открыли в платиновой руде и колумбите (а затем в гадолините и молибдените) химический элемент с №75 – рений (1925—1928). Элемент назван рением в честь Рейнского области Германии, родины Иды Ноддак. Учёными также было объявлено об открытии элемента №43, названном им «мазурием» (Ma), но оно оказалось ошибочным

Соединения элементов 7 группы

Оксиды и гидроксиды Mn

	Получение	Свойства	
MnO	$\text{Mn(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{MnO} + \text{CO}_2 \uparrow$		<ul style="list-style-type: none"> только основные свойства $\text{MnO} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Mn(OH) ₂	$\text{MnCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$		<ul style="list-style-type: none"> только основные свойства $\text{Mn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Mn ₂ O ₃	$2\text{Mn} + 3\text{O}_2 = 2\text{Mn}_2\text{O}_3$ $4\text{MnO}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \uparrow$		<ul style="list-style-type: none"> амфотерные свойства $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
MnO ₂	$3\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{MnO}_2 + \text{KCl} + 3\text{CO}_2 \uparrow$		<ul style="list-style-type: none"> $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$, $\text{MnO}_2 + \text{KOH} \neq$ $\text{MnO}_2 + \text{HCl (разб.)} \neq$ окислитель: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl (конц.)} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ восстановитель: $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + 2\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Mn(OH) ₄			неустойчив, амфотерен
Mn ₂ O ₇	$2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$		<ul style="list-style-type: none"> только кислотные свойства $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4$ (HMnO₄ существует только в растворе) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} = 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Оксиды Tc и Re

	Свойства	
TcO ₂	$\text{TcO}_2 \xrightarrow{t^\circ > 900^\circ} \text{сублимирует без разложения}$ $\text{TcO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) = 2\text{H}_2\text{TcO}_3 + 2\text{SO}_2 \uparrow$	
ReO ₂	$7\text{ReO}_2 \xrightarrow{t^\circ > 900^\circ} 3\text{Re} + 2\text{Re}_2\text{O}_7$ $\text{ReO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \neq$	
Tc ₂ O ₇	$\text{Tc}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HTcO}_4$	HTcO ₄ и HReO ₄ – сильные кислоты , существуют только в виде водных растворов, при нагревании разлагаются: $2\text{HReO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Re}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
Re ₂ O ₇	$\text{Re}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HReO}_4$	

Соли и комплексные соединения

	Получение	Свойства
Mn(II)		хлорид, нитрат, сульфаты – растворимы
Mn(II) Mn(III) Mn(IV)		<ul style="list-style-type: none"> ◦ уменьшение количества солей ◦ уменьшение устойчивости ◦ увеличение окислительной способности
K ₂ MnO ₄	$2\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> ◦ тёмно-зелёного цвета ◦ окислитель: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{KCl} + 4\text{H}_2\text{O}$
KMnO ₄	<ul style="list-style-type: none"> ◦ $2\text{MnO}_2 + 4\text{KOH} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ◦ $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{KOH}$ ◦ $5\text{NaBiO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + 18\text{HNO}_3 = 2\text{NaMnO}_4 + 5\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{NaNO}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ 	<ul style="list-style-type: none"> ◦ фиолетового цвета ◦ термически неустойчив $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> ◦ сильный окислитель: $2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$ $2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
<p>Соединения Tc(II), Re(II) нехарактерны. Известны соли типа Me₂ЭO₄, MeЭHал₄ Э(VI) немногочисленны, легко окисляются: $4\text{K}_2\text{ЭO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{KЭO}_4 + 4\text{KOH}.$ Соли Э(VII) хорошие окислители</p>		
<p>Комплексные соединения весьма разнообразны по составу и свойствам (ацидокомплексы, карбонилы, др.), Э = Mn, Tc, Re</p> <p>Примеры: K₂[MnCl₆], Rb₂[Mn(CN)₆], K₂[MnF₅], K₂[Re(CN)₅], [Э₂(CO)₁₀], [Э(NH₃)₆]Cl₂</p>		

Применение

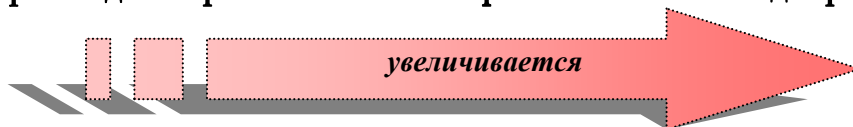
- Mn** • в производстве сталей; • в керамике;
• как добавки к корму животных и удобрениям;
• оксиды – в красках, как катализатор, окислитель в органических синтезах;
- Tc** • как метка в медицине;
- Re** • в нитях накаливания; • в термисторах; • как катализатор

8 – 10 (VIII) группы

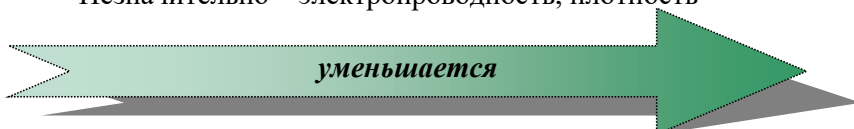
8 группа (Fe, Ru, Os), 9 группа (Co, Rh, Ir), 10 группа (Ni, Pd, Pt)

	8	9	10	
Увеличивается:	Fe	Co	Ni	Уменьшается:
◦ порядковый номер	[Ar]4s ² 3d ⁶	[Ar]4s ² 3d ⁷	[Ar]4s ² 3d ⁸	◦ химическая активность
◦ радиус атома				◦ энергия ионизации
◦ экранирующее действие внутренних электронов	Ru	Rh	Pd	◦ электрическая проводимость
◦ устойчивость высших оксидов	[Kr]5s ¹ 4d ⁷	[Kr]5s ¹ 4d ⁸	[Kr]5s ⁰ 4d ¹⁰	
	Os	Ir	Pt	
	[Xe] 6s ² 5d ⁶	[Xe] 6s ² 5d ⁷	[Xe] 6s ¹ 5d ⁹	

Преобладает горизонтальная повторяемость свойств над вертикальной



- Порядковый номер
- Устойчивость более высоких степеней окисления
- Разности в величинах электроотрицательностей
- Незначительно – радиус атома
- Температуры кипения и плавления
- Незначительно – электропроводность, плотность



- Энергия ионизации
- Окислительные свойства
- Химическая активность

*Рождение металлов.
Символическое алхимическое
изображение*



Физико-химические свойства элементов 8 (VIII) группы

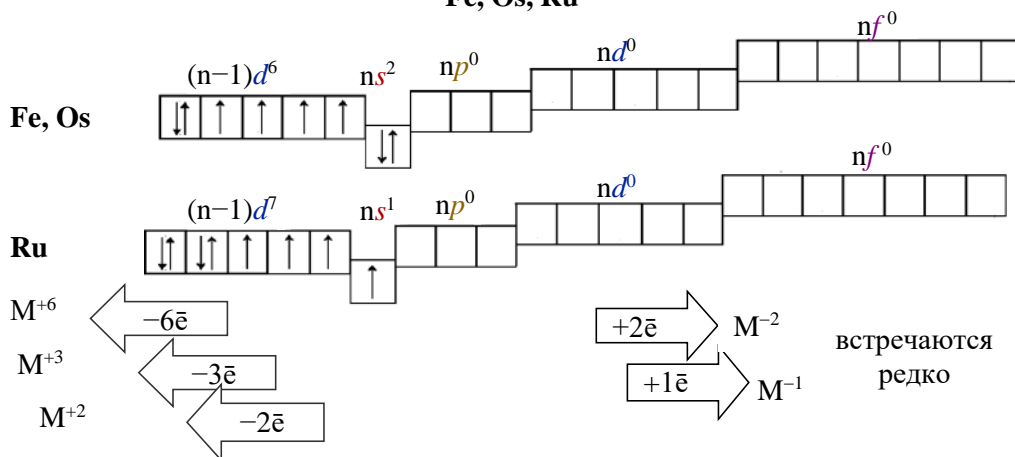
	Физические свойства		Общая характеристика	
Fe	<ul style="list-style-type: none">• высокой чистоты – блестящий серебристый мягкий металл;• поддается механической обработке		<ul style="list-style-type: none">• во влажном воздухе ржавеет;• растворяется в разбавленных кислотах	
Co	<ul style="list-style-type: none">• блестящий, серебристо-голубой твёрдый металл;• с ферромагнитными свойствами		<ul style="list-style-type: none">• устойчив на воздухе;• медленно взаимодействует с разбавленными кислотами	
Ni	<ul style="list-style-type: none">• серебристо-белый металл;• блестящий, ковкий, пластичный		<ul style="list-style-type: none">• устойчив к коррозии и окислению;• растворим в кислотах; за исключением конц. азотной	
Ru	СЕРИСТЫЕ МЕТАЛЛЫ	<ul style="list-style-type: none">• твёрдый	<ul style="list-style-type: none">• устойчивы к коррозии• не реагируют с воздухом и водой• растворяются в расплавах щелочей	<ul style="list-style-type: none">• инертен к кислотам
Rh		<ul style="list-style-type: none">• ковкий, пластичный		<ul style="list-style-type: none">•инертен ко всем кислотам;•встречается редко
Pd		<ul style="list-style-type: none">• ковкий, пластичный		<ul style="list-style-type: none">• растворим в кислотах-окислителях;• хорошо поглощает водород
Os		<ul style="list-style-type: none">• обладает запахом (из-за летучего OsO₄)		<ul style="list-style-type: none">• инертен к кислотам
Ir		<ul style="list-style-type: none">• твёрдый		<ul style="list-style-type: none">• инертен ко всем кислотам
Pt		<ul style="list-style-type: none">• ковкий, пластичный		<ul style="list-style-type: none">• инертна к кислотам растворима только в царской водке;• хорошо поглощает водород

«Царская водка» – смесь концентрированных азотной и соляной **кислот** (соотношение по объёму 1:3). Название отражает тот факт, что она растворяет «царя металлов» – золото. Сильнейший окислитель. Причина активности – в выделении атомарного хлора:

$$\text{HNO}_3 + 3\text{HCl} = 2\text{Cl} + \text{NOCl} + 2\text{H}_2\text{O}$$

8 (VIII) группа

Fe, Os, Ru



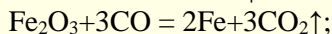
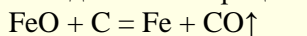
Степени окисления:

-2 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 +8



Получение

Fe – доменный процесс



Ru – из самородного состояния;

Os – из самородного состояния, сплава с Ir и Pt

Железо обладает магнитными свойствами. При нагревании железа выше точки Кюри (1043 K) ферромагнетик (α -Fe) становится парамагнетиком (β -Fe).

В середине 60-х годов XX века синтезированы магнитные жидкости (Пайпелл, 1963г., Орлов, 1965г.).

В начале XXI в магнитные жидкости стали использовать в художественных инсталляциях. Сачико Кодاما (Sachiko Kodama) создаёт сложные трёхмерные формы, «жидкие скульптуры», контролируя жидкость с помощью магнитного поля. В 2010 году её работы «Morpho Tower» и «Breathing Chaos» (в сотрудничестве с Минако Такено) выставлены в Музее современного искусства в Токио

Основные характеристики элементов 8 (VIII) группы

	Fe	Ru	Os
Латинское название	Ferrum	Ruthenium	Osmium
Русское название	Железо	Рутений	Осмий
Дата открытия	~2100 г. до н.э.	1844	1803
Первооткрыватель		Клаус	Теннант
Атомный номер	26	44	76
Относительная масса атома	55,847	101,07	190,2
Радиус атома (пм)	124,1	134	135
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	759,3	711	840
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	15,7	101	106
Электроотрицательность (по Полингу)	1,83	2,2	2,2
t плавления (К)	1808	2583	3327
t кипения (К)	3023	4173	5300
Плотность (г/см ³ , тв.)	7,874	12,370	22,590
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	7,09	8,14	8,43
Основные изотопы (массовые числа)*	52*, 54, 55*, 56–58, 59*, 60*	96, 97*, 98–102, 103*, 104, 106*	184, 185*, 186*, 187–190, 191*, 192
Содержание в земной коре (% по массе)	4,1	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-8}$
Аллотропные модификации**	α -(α -Fe), β -, γ -(Cu), δ -(α -Fe)	(Mg)	(Mg)
Основные природные соединения	гематит Fe ₂ O ₃ магнетит Fe Fe ₂ O ₄ сидерит FeCO ₃ пирит FeS ₂	в самородном состоянии, из отходов при получении Ni	в свободном состоянии, редко как осмирид [Os, Ir], при очистке Ni



Анджей Снядецкий (1768-1838) – польский врач, биолог, химик. При анализе платины в 1809 г. обнаружил неизвестный металл, который он назвал вестием. Позднее выяснилось, что свойства этого металла аналогичны рутению, открытому позднее (в 1844 г.) русским учёным Карлом Клаусом

Происхождение названий элементов
Fe – лат. Ferrum от греколат. fars «быть твёрдым»;
Ru – от лат. Ruthenia – «Россия»;
Os – от греч. οσμή (osme) – «запах»

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Химические свойства элементов 8 группы

Fe	Ru	Os
химически малоактивны		
■ с кислородом, водой, CO:		
$4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ легко окисляется на воздухе в присутствии влаги: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} (\text{пар}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ $\text{Fe} + 5\text{CO} \xrightarrow{\text{P}} \text{Fe}(\text{CO})_5$	$\text{Ru} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ > 450^\circ \text{C}} \rightarrow \text{RuO}_2, \text{RuO}_4$	$2\text{Os} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ \sim 20^\circ \text{C}} \rightarrow 2\text{OsO}$
■ с галогенами (другими неметаллами):		
$2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeBr}_3$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}, \text{FeS}_2$ $\text{Fe} + \text{P} = \text{FeP}$	$2\text{Э} + 3\text{Hal}_2 \xrightarrow{t^\circ < 500^\circ \text{C}} 2\text{ЭHal}_3$	
■ с кислотами:		
$\text{Fe} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \rightarrow \text{пассивация} (\text{на холоде})$	$\text{Ru} + \text{кислоты} \neq$	$\text{Os} + \text{кислоты} \neq$ $\text{Os} + 8\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = = \text{OsO}_4 + 8\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
■ со щелочами, сплавление:		
	$\text{Э} + 2\text{NaOH} + 3\text{KClO} \xrightarrow{\text{сплавле́ние}} \rightarrow \text{Na}_2\text{ЭO}_4 + 3\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	

Карл Карлович Клаус (1796-1864) – русский учёный: «этот новый металл, который мною был назван рутением в честь нашего Отечества, принадлежит, без сомнения, к телам весьма любопытным».

Клаус нередко определял крепость кислот, опуская палец в раствор, а затем дотрагиваясь им до языка. Когда он впервые получил OsO₄ (сильно токсичное вещество), писал, что «вкус у этого соединения острый, перцеподобный...». Известно также, что Клаус получил ожог ротовой полости после пробы на вкус одного из соединений открытого им рутения



Соединения элементов 8 группы

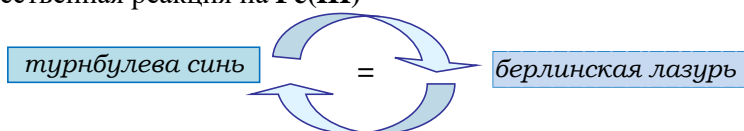
Оксиды и гидроксиды Fe, Ru, Os

Соединения	Получение	Химические свойства
FeO твёрдый, тугоплавкий, чёрный	$\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{FeO} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
Fe ₂ O ₃ твёрдый, буро-красный	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$ $2\text{FeSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{SO}_3 \uparrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Fe ₃ O ₄ оксид железа (II,III) чёрные кристаллы	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O (пар)} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \uparrow$ $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{400^\circ} 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Fe}_3\text{O}_4 + 2\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} 6\text{FeO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 6\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{Fe}_3\text{O}_4 \xrightarrow{t^\circ} 6\text{FeO} + \text{O}_2$
Fe(OH) ₂ гелеобразный, бледно-зелёный	$\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{Fe(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3$
Fe(OH) ₃ красно-коричневый	$\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{KCl}$	$2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe(OH)}_3 + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
RuO ₂ твёрдый, чёрный	$\text{Ru} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{RuO}_2$	$\text{RuO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{RuO}_2 + 6\text{HCl} = \text{H}_2[\text{RuCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$
RuO ₄ золотисто-жёлтый, легкоплавкое, летуч, ядовит, запах озона	$\text{Na}_2[\text{RuO}_4] + \text{Cl}_2 = \text{RuO}_4 + 2\text{NaCl}$	Очень сильный окислитель $\text{RuO}_4 + \text{спирт} \rightarrow \text{взрыв}$ $2\text{RuO}_4 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{RuO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{RuO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{RuO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
Ru(OH) ₂	Не характерен	
OsO ₂ чёрный	$\text{Os} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{OsO}_2$	$\text{OsO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{OsO}_2 + 6\text{HCl} = \text{H}_2[\text{OsCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$
Os(OH) ₄	Не характерен	
OsO ₄ бесцветен, легкоплавкое, ядовит, запах хлора, летуч, растворим в воде	$\text{Os} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{HNO}_3} \text{OsO}_4$	$\text{OsO}_4 + 2\text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_2[\text{OsO}_4(\text{OH})_2]$ $\text{OsO}_4 + 2\text{KF} = \text{K}_2[\text{OsO}_4\text{F}_2]$ $\text{OsO}_4 + 2\text{KOH} + \text{H}_3\text{N} = \text{K}_2[\text{OsO}_4\text{N}] + 2\text{H}_2\text{O}$

Соли и комплексные соединения Fe, Ru, Os

Соединения	Получение	Химические свойства
Fe(0) $\text{Fe}(\text{CO})_5$ желтая летучая жидкость растворима в бензоле, эфире, нерастворима в воде	$\text{Fe} + 5\text{CO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}(\text{CO})_5$	$\text{Fe}(\text{CO})_5 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + 5\text{CO} \uparrow$ $\text{Fe}(\text{CO})_5 + 2\text{Na} = \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CO})_4] + \text{CO} \uparrow$ $\text{Fe}(\text{CO})_5 + 4\text{KOH} = \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CO})_4] + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{CO})_5 + \text{I}_2 = [\text{Fe}(\text{CO})_4]\text{I}_2 + \text{CO} \uparrow$
Fe(II) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, FeHal_2 , FeSO_4 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ $\text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соль Моора) кристаллы бледно- зелёного цвета	$\text{FeO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ Окисляются до Fe^{3+} , кристаллизуются с n H_2O
комплексные соли: гидроксо-, amino-, цианидные галогенидные, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – жёлтая кровавая соль бледно-зелёные кристаллы, растворимы в воде		взаимодействуют с кислотами , окисляются; $\text{FeCl}_2 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 2\text{KCl} \downarrow$ турнбулева синь
Fe(III) $\text{Fe}(\text{NO})_3$, FeHal_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и их кристаллогидраты жёлто-коричневые кристаллы	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$	неустойчивы, гидролизуются до $\text{FeO}(\text{OH})$, полимеризуются, хорошие окислители
комплексные соли: галогенидные, amino-, циано-гидроксоферраты, оксоферраты, ... $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – красная кровавая соль		$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 3\text{KCl}$ берлинская лазурь
Fe(IV) MFeO_3 – чёрные или тёмно-серые порошки	$2\text{MFeO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MFeO}_3$	неустойчивы, сильные окислители
Fe(VI) K_2FeO_4 красные кристаллы	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	разлагаются при нагревании, сильные окислители

Качественная реакция на **Fe(III)**



с.о.	Комплексные соединения		
	Fe	Ru	Os
-2 d^{10}	$\text{Fe}(\text{CO})_4^{2-}$ редко $\text{H}_2\text{Fe}(\text{PF}_3)_4$	$\text{Ru}(\text{CO})_4^{2-}$ редко $\text{H}_2\text{Ru}(\text{C}_6\text{H}_5)_4$	$[\text{Os}(\text{CO})_4]^{2-}$
-1 d^9	$\text{Fe}_2(\text{CO})_8^{2-}$ редко		$\text{H}_2\text{Os}_2(\text{CO})_8$
0 d^8	$\text{Fe}(\text{CO})_5$	$\text{Ru}(\text{CO})_5$ $\text{Ru}(\text{NO})_4$, $\text{Ru}(\text{CO})_2(\text{N}_2)$	$\text{Os}(\text{CO})_5$, $\text{Os}_2(\text{CO})_9$, $\text{Os}(\text{NO})_4$, $\text{Os}(\text{CO})_2(\text{NO})_2$
+1 d^7	$[\text{Fe}(\text{NO})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ редко	$\text{Ru}(\text{CO})\text{Br}$	OsI
+2 d^6	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$,	$[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{RuCl}_6]^{3-}$, $[\text{Ru}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Os}(\text{CN})_6]^{2-}$
+3 d^5	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$,	$[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{RuCl}_6]^{3-}$, $\text{Ru}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{OsCl}_6]^{3-}$, $[\text{Os}(\text{CN})_6]^{3-}$
+4 d^4	Na_4FeO_4 , Ba_3FeO_5	$[\text{RuCl}_6]^{2-}$	$[\text{OsCl}_6]^{2-}$
+5 d^3	FeO_4^{3-}	RuF_6^-	OsCl_5^- , OsF_5^-
+6 d^2	FeO_4^{2-}	$[\text{RuO}_2(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{RuO}_2\text{Hal}_4]^{2-}$, RuF_6	OsF_6 , $\text{OsO}_4\text{O}_2(\text{OH})_4^{8-}$, OsO_4^{2-}
+7 d^1		RuO_4^-	OsF_7
+8 d^0		RuO_4	$[\text{OsO}_4(\text{OH})_2]^{2-}$

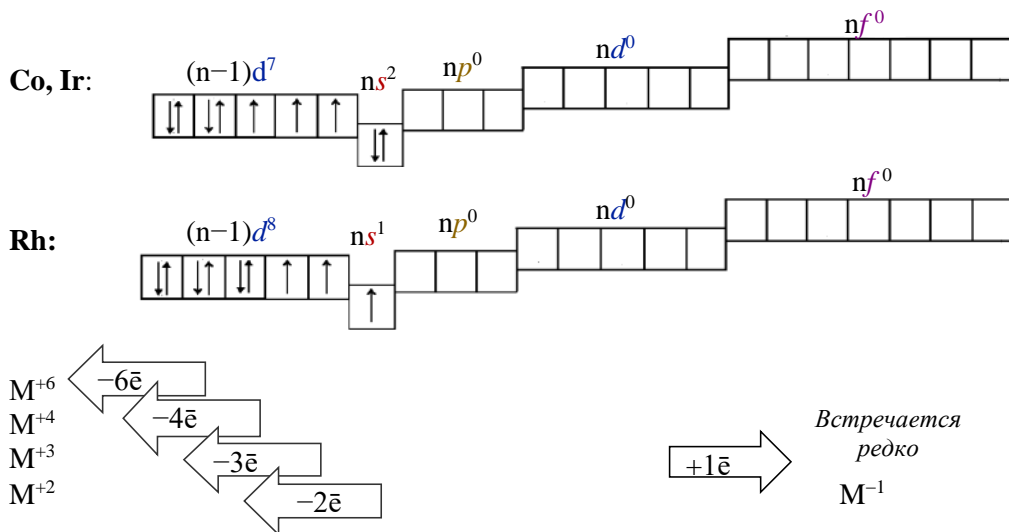
Применение

- Fe**
- наиболее важный из металлов;
 - главным образом в виде сталей.
- Ru**
- как катализатор;
 - для придания твёрдости Pt и Pd.
- Os**
- как катализатор;
 - в сплавах

Os – самый тяжёлый из металлов естественного происхождения, один из самых твёрдых металлов (плотность 22,61 г/см³), один из самых тугоплавких металлов (t плавления ~ 3030°C, температура кипения примерно 5500°C), один из самых дорогих металлов (рыночная цена ~7,5 раз больше золота)

9 (VIIIВ) группа

Co, Ir, Rh



Степени окисления: $-1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6$

Получение

Co восстановлением из оксидов: $\text{Co}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 2\text{Co} + 3\text{CO}$

Rh, Ir переработкой полиметаллических руд

Происхождение названий элементов:

Co – от немецкого *kobold* – «гном»;

Rh – от греч. *ρόδον* (*rhodon*) – «розовый»;

Ir – от лат. *īris* – «радуга»

При падении и последующем взрыве астероида тяжёлые элементы должны ровным слоем выпасть на поверхности планеты. Химически очень инертный иридий стал серьёзным индикатором древних космических катастроф — обогащённые им слои дают даты таких событий. Наиболее заметная **иридиевая аномалия** присутствует на границе отложений мелового и третичного периодов. Вместе с другими свидетельствами эта аномалия позволила предположить, что причиной резкой смены биосферы в этот момент, и прежде всего гибели динозавров, послужило падение астероида

Основные характеристики элементов 9 (VIII) группы

	Co	Rh	Ir
Латинское название	Cobaltum	Rhodium	Iridium
Русское название	Кобальт	Родий	Иридий
Дата открытия	1735	1803	1803
Первооткрыватель	Брандт (Георг)	Волластон	Теннант
Атомный номер	27	45	77
Относительная масса атома	58,93320	102,90550	192,22
Радиус атома (пм)	125,3	134,5	135,7
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	760,0	720	880
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	63,8	109,7	151
Электроотрицательность (по Полингу)	1,88	2,28	2,20
t плавления (К)	1768	2239	2683
t кипения (К)	3143	4000	4403
Плотность (г/см ³ , тв.)	8,900	12,410	22,560
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	6,62	8,29	8,57
Основные изотопы (массовые числа)*	56*–58*, 59, 60*	103, 105*	191, 192* 193
Содержание в земной коре (% по массе)	$2 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-8}$	$3 \cdot 10^{-10}$
Аллотропные модификации**	α -(Cu), ε -(Mg)	(Cu)	(Cu)
Основные природные соединения	смайлтит CoAs ₂ , кобальтит CoAsS, линнеит Co ₃ S ₄	некоторые руды Cu и Ni	осмирид [Os,Ir], иридосмин [Ir,Os], в Pt-рудах

В средние века вместе с другими рудами находили кобальтовую «землю», но не знали, что с ней делать. Иногда эта земля была похожа на серебряную руду, но не содержала серебра. Примесь кобальтовой земли к другим рудам мешала выплавке металлов: с образующимся густым дымом (сульфидов и арсенидов) терялась часть выплавляемого металла.

Немецкие горняки называли кобальтовые земли «кобольд» (или кобельт), что означало «подземный гном, гoblin, насмешливый дух, бессовестный плут»



Кобольд, рисунок XVII в.

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).



Уильям Хайд Волластон
(1766-1828) – английский учёный, открыл Pd и Rh, впервые получил чистую Pt



Георг Брандт (1694-1768)
шведский учёный, открыл Co, изучал As и его соединения

Химические свойства элементов 9 группы

Co	Rh	Ir
химически малоактивны		
■ с кислородом:		
$2\text{Co} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CoO}$	$4\text{Rh} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\sim 600^\circ} 2\text{Rh}_2\text{O}_3$	$\text{Ir} + \text{O}_2 \xrightarrow{\sim 1000^\circ} \text{IrO}_2$
■ с неметаллами:		
с P, галогенами, C, Si, B $\text{Co} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{CoS}$	—	$\text{Ir} + 2\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} = \text{Na}_2[\text{IrCl}_6]$
■ с кислотами:		
$\text{Co} + 2\text{HCl} = \text{CoCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Co} + 4\text{HNO}_3 \text{ разб.} = \text{Co}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц., HNO}_3 \text{ конц.} \neq$ пассивируется	Rh + кислоты ≠	Ir + кислоты ≠ Ir + «царская водка» ≠
■ со щелочами: не реагируют		
		Ir + металлы $\xrightarrow{t^\circ}$, → интерметаллиды

Применение

- Co** • как катализатор; • как радионуклидная метка (Co^{60});
• в магнитных сплавах; • в керамике; • в красках.
- Rh** • как катализатор; • в защитных покрытиях на зеркалах;
• отражателях; • электрических контактах.
- Ir** • как катализатор; • в сплавах; • в свечах зажигания;
• в палеонтологии и геологии – как индикатор возраста пород;
• для радиотерапии злокачественных опухолей

Соединения элементов 9 группы

Оксиды и гидроксиды Co, Rh, Ir

Соединения	Получение	Химические свойства
CoO тёмно-зелёного цвета, тугоплавок	$\text{Co}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CoO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CoCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CoO} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{CoO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ амфотерен , с преобладанием основных свойств
Co₂O₃ коричневого цвета	$4\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 2\text{Co}_2\text{O}_3 + 8\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	сильный окислитель
Co(OH)₂ гель розового или синего цвета	$\text{CoCl}_2 + 2\text{NaOH} =$ $= \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{Co}(\text{OH})_n + \text{H}_2\text{O} \neq$ амфотерны: $\text{Co}(\text{OH})_n + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Co}(\text{OH})_4]$ $\text{Co}(\text{OH})_n \xrightarrow{t^\circ}$, оксид $+ \text{H}_2\text{O}$
Co(OH)₃ гель розового или синего цвета	$\text{Co}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$	
Rh₂O₃ серо-чёрного цвета	$2\text{Rh}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Rh}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{RhCl}_3 + 1,5 \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow \text{Rh}_2\text{O}_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow$	легко окисляются
Rh(OH)₃ лимонно-жёлтого цвета	$\text{Rh}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} =$ $= \text{Rh}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$	
Ir₂O₃ зелёного цвета		$\text{Ir}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\sim 400^\circ \text{C}} \text{IrO}_2 + \text{Ir}$
Ir(OH)₃ зелёного цвета	$\text{Ir}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} =$ $= \text{Rh}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$	$4\text{Ir}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Ir}(\text{OH})_4$
IrO₂ чёрного цвета	$\text{Ir} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{IrO}_2$	$\text{IrO}_2 + 4\text{HCl} + 2\text{NaCl} =$ $= \text{Na}_2[\text{IrCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$
Ir(OH)₄ чёрного цвета	$2\text{Ir}(\text{NO}_3)_4 + 4\text{NaOH} =$ $= \text{Ir}(\text{OH})_4 + 4\text{NaNO}_3$	$\text{Ir}(\text{OH})_4 + 4\text{HCl} + 2\text{NaCl} =$ $= \text{Na}_2[\text{IrCl}_6] + 4\text{H}_2\text{O}$

Смитсон Теннант (1761-1815) –
английский химик, открыл Ir, Os.
Доказал, что бриллиант – чистый
углерод



Соли и комплексные соединения Co, Rh, Ir

Известны соли:	
Э(II)	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, CoHal_2 , $\text{Co}(\text{CNS})_2$
Э(III)	CoCl_3 , CoF_3 мало характерны
Э(IV)	RhF_4 , IrI_4
Э(VI)	ЭF_6 – очень сильные окислители

с.о.	комплексные соединения		
	Co	Rh	Ir
-1 d^{10}	$[\text{Co}(\text{CO})_4]^-$ редко	$\text{H}[\text{Rh}(\text{CO})_4]^-$	$[\text{Ir}(\text{CO})_3\text{P}(\text{C}_6\text{H}_5)_3]^-$ редко
0 d^9	$\text{Co}_2(\text{CO})_8$ редко	$[\text{Rh}_6(\text{CO})_{16}]$	$[\text{Ir}_4(\text{CO})_{12}]$ редко
+1 d^8	$[\text{Co}(\text{NCCH}_2)_5]^+$ редко	$[\text{RhCl}(\text{P}(\text{C}_6\text{H}_5)_3)_3]$, $[\text{RhCl}(\text{CH}_2=\text{CH}_2)_2]_2$	$[\text{Ir}(\text{CO})_2\text{Cl}(\text{P}(\text{C}_6\text{H}_5)_3)_2]$
+2 d^7	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$, ...	редко	редко
+3 d^6	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, ...	$[\text{Rh}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Rh}(\text{CN})_6]^{3+}$, $[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]^{3+}$, $[\text{RhCl}_3(\text{NH}_3)_3]$, ...	$[\text{Ir}(\text{CN})_6]^{3+}$, $[\text{IrCl}_6]^{3-}$, $[\text{Ir}(\text{NO}_2)_6]^{3+}$
+4 d^5	$[\text{CoF}_6]^{2-}$	$[\text{RhCl}_6]^{2-}$	$[\text{IrCl}_6]^{2-}$
+5 d^4	K_3CoO_4	$[\text{RhF}_5]_4$, $[\text{RhF}_6]^-$	$[\text{IrF}_6]^-$, Ir_4F_{20}
+6 d^3	—	RhF_6	IrF_6

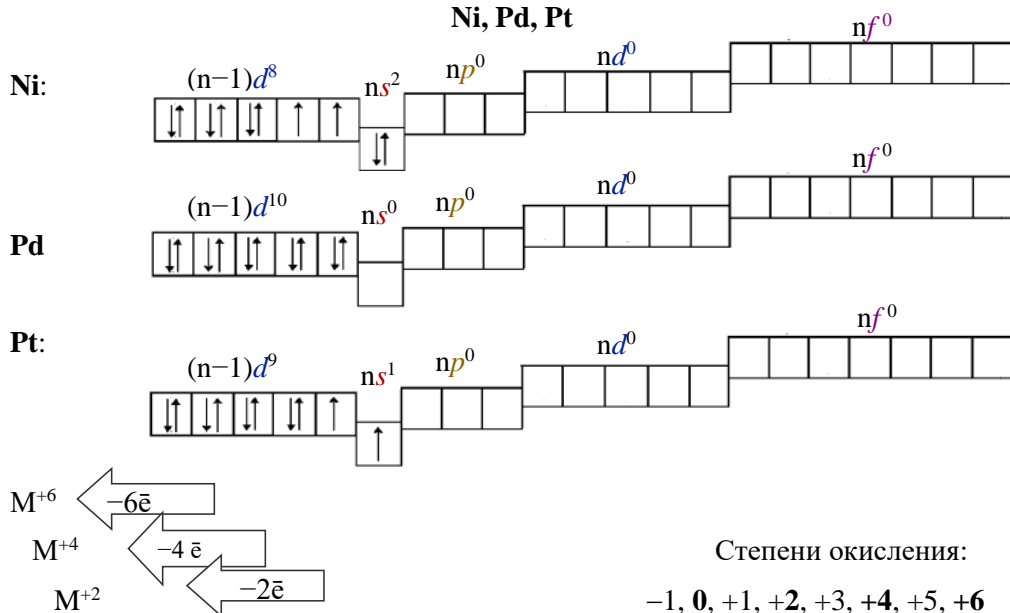


Соединения кобальта были известны и применялись в глубокой древности. Сохранился египетский стеклянный кувшин XV в. до н.э., окрашенный солями кобальта, а также голубые стекловидные кирпичи, содержащие кобальт. В древней Ассирии, а также в Вавилоне из кобальта изготавливали лазурит – голубую краску, которой обливали керамические изделия. Исходным материалом для получения кобальтовых соединений служил тогда цаффер (Zaffer) – сапфир, содержащий висмут и кобальт; откуда, вероятно, произошли названия красок – сафлор, шафран и др.

О цвете кобальта. Георг Брандт
для Шведской королевской академии наук 30 июля 1760 г.

10 (VIIIВ) группа

Ni, Pd, Pt



Получение

Ni Восстановлением из оксидов: $\text{NiO} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Ni} + \text{CO}$
Pd, Pt: Переработкой анодного шлама

Происхождение названий элементов

Ni – от немецкого *Kupfernickel* – «дьявольская медь», «медь Св. Николаса»; **Pd** – назван в честь астероида Паллас;
Pt – уменьшительное от исп. *plata* – «серебро» (*platina* – «серебришко»)



Никель открыт в 1751 г. Задолго до этого саксонские горняки хорошо знали руду, которая внешне похожа на медную руду и применялась в стекловарении для окраски стёкол в зелёный цвет. Все попытки получить из нее медь оказались неудачными, поэтому в конце XVII в. руда получила название купферникель (*Kupfernickel*), что приблизительно означает «дьявольская руда». Из этой руды (красный никелевый колчедан NiAs) шведскому минералогу Кронштедту удалось получить зелёный оксид, а восстановлением его – новый металл, названный никелем.

Никкел – ругательное слово на языке горняков. Оно образовалось из искаженного слова *Nicolaus* – характеристика двуличных людей; кроме того, оно обозначало «озорной маленький дух», «обманчивый бездельник»

Основные характеристики 10 (VIII) элементов

	Ni	Pd	Pt
Латинское название	Nickel	Palladium	Platinum
Русское название	Никель	Палладий	Платина
Дата открытия	1751	1803	1557 описана Скалингером, завезена в Европу ~1750
Первооткрыватель	Кроншtedт	Волластон	
Атомный номер	28	46	78
Относительная масса атома	58,69	106,42	195,08
Радиус атома (пм)	124,6	137,6	138
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	736,7	805	870
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	156	53,7	205,3
Электроотрицательность (по Полингу)	1,91	2,20	2,28
t плавления (К)	1726	1825	2045
t кипения (К)	3005	3413	4100
Плотность (г/см ³ , тв.)	8,902	12,020	21,450
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	6,59	8,85	9,10
Основные изотопы (массовые числа)*	58, 59*, 60–62, 63*, 64	102, 103*, 104–106, 108*, 110	190*, 192*, 194–196, 197*, 198
Содержание в земной коре (% по массе)	$8 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-7}$
Аллотропные модификации**	(Cu), (Mg)	(Cu)	(Cu)
Основные природные соединения	гарниерит (Ni, Mg) ₆ Si ₄ O ₁₀ (OH) ₂ пенландит (Ni, Fe) ₉ S ₈	как побочный продукт при очистке Cu и Zn	самородная, сперрит PtAs, бреггит (Pt, Pd, Ni)S, при очистке Cu и Ni



*Аксель Фредрик Кроншtedт
(1722 – 1765) –
шведский химик
и минералог. Открыл никель*

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип (рисунок с основными структурными типами металлов – Cu, α -Fe и Mg – см. с. 33).

Химические свойства элементов 10 группы

Ni	Pd	Pt
$\text{Ni} + 4\text{CO} \xrightarrow{t^\circ \sim 80-100} \text{Ni}(\text{CO})_4$	химически малоактивны	
■ с кислородом:		
$2\text{Ni} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}, 2\text{NiO}$	—	—
■ с неметаллами		
■ с галогенами, P, C, Si, B: $\text{Ni} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ}, \text{NiS},$	$\text{Pd} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ \sim 600-700} \rightarrow \text{PdCl}_2$	—
■ с кислотами:		
$\text{Ni} + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ni} + 4\text{HNO}_3 \text{ разб.} =$ $= \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ni} + \text{конц. H}_2\text{SO}_4 \text{ и HNO}_3 \neq$ пассивируется	$\text{Pd} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}, (\text{HNO}_3)$ $\rightarrow \text{соли Pd(II)} + \text{H}_2\text{O} +$ $+ \text{SO}_2\uparrow (\text{NO}_2)$	$3\text{Pt} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HCl} =$ «царская водка» $= 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
■ со щелочами (сплавление):		
$\text{Ni} + \text{NaOH} \neq$	$\text{Pd} + \text{NaOH}, \text{K}_2\text{S} \rightarrow$ $\rightarrow \text{комплексные соли}$	$\text{Pt} + \text{NaOH}, \text{K}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{комплексные соли}$

Соединения элементов 10 группы

Оксиды и гидроксиды Ni, Pd, Pt

Соединения	Получение	Химические свойства
NiO зелёного цвета	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{NiO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NiCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{NiO} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{NiO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{NiO} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
PdO чёрного цвета	$\text{Pd}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{PdO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{PdO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{PdO} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
PtO чёрного цвета	$\text{Pt}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{PtO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{PtO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{PtO} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
Ni(OH) ₂ зелёного цвета Pd(OH) ₂ чёрного цвета Pt(OH) ₂ чёрного цвета	$\text{MCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{M}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{M}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{M}(\text{OH})_2 + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{M}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{MO} + \text{H}_2\text{O}$
PtO ₂ коричневый Pt(OH) ₄ коричневый Pt(OH) ₄ коричневый	$\text{Pt}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Pt}(\text{OH})_4\downarrow + 4\text{NaNO}_3$	$\text{PtO}_2, \text{Pt}(\text{OH})_4 + \text{H}_2\text{O} \neq$ сильные окислители амфотерны $\text{Pt}(\text{OH})_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$ $\text{Pt}(\text{OH})_4 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{H}_2\text{O}$

Соли и комплексные соединения Ni, Pd, Pt

Известны соли:	
Э(II)	NiSO ₄ ·7H ₂ O, Ni(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O, NiCO ₃ , PdSO ₄ , Pd(NO ₃) ₂ , Э(CN) ₂ , ЭHal ₂ , ЭS (чёрного цвета)
Э(IV)	NiF ₄ , PdF ₄ , Pd(NO ₃) ₄ , Pd(CN) ₄ , PtHal ₄ , PtS ₂
Э(VI)	NiF ₆ , PtF ₆ (очень сильный окислитель)

с.о.	комплексные соединения		
	Ni	Pd	Pt
-1 $d^{10}s^1$	[Ni ₂ (CO) ₆] ²⁻		
0 d^{10}	Ni(CO) ₄ , K ₄ [Ni(CN) ₄]	[Pd(PF ₃) ₄], K ₂ [Pd(CN) ₂]	[Pt(PF ₃) ₄]
+1 d^9	K ₃ [Ni(CN) ₄]		
+2 d^8	[Ni(H ₂ O) ₆] ²⁺ , [NiCl ₄] ²⁻	[PdCl ₄] ²⁻ , [Pd(H ₂ O) ₄] ²⁺	[PtCl ₄] ²⁻ , [Pt(CN) ₄] ²⁻
+3 d^7	[NiF ₆] ³⁻	Na[PdF ₄]	Cs ₂ PtCl ₅ , K ₂ [Pt(CN) ₅]·3H ₂ O
+4 d^6	[NiF ₆] ²⁻	[PdCl ₆] ²⁻	[PtCl ₆] ²⁻
+5 d^5		NaPdF ₆	PtF ₆ ⁻ , (PtF ₅) ₄
+6 d^4	K ₂ NiO ₄ , [Ni(CN) ₄] ²⁻	—	PtF ₆ , Xe[PtF ₆] (Xe+PtF ₆ → Xe[PtF ₆])

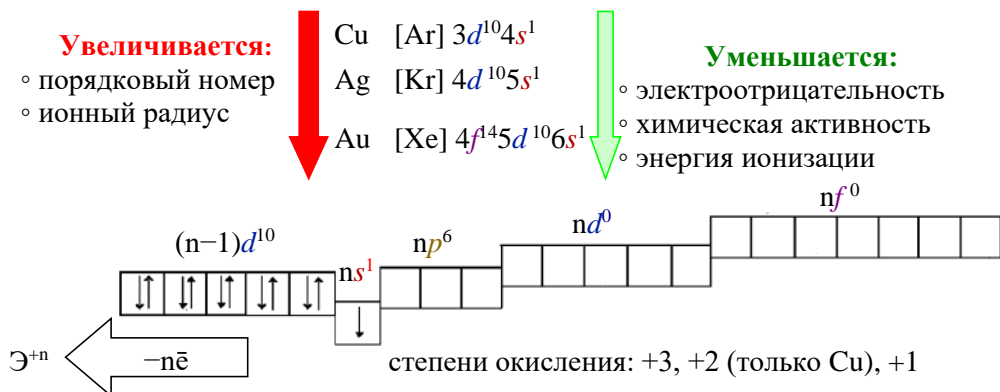
Применение

- Ni** • как катализатор, • в сплавах, • при изготовлении монет,
• для металлических покрытий
- Pd** • как катализатор, • для электрических контактов,
• в резисторах, термопарах, • при протезировании
- Pt** • как катализатор, • для изготовления:
◦ лабораторной посуды, ◦ термпар,
◦ медицинских инструментов, ◦ ювелирных изделий

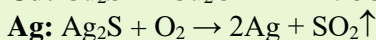
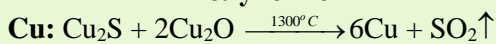
В XVIII в. испанцы в южно-американских владениях обнаружили россыпное золото, которое сопровождали крупинки неизвестного белого металла. Металл с трудом отделялся от золота. Испанцы назвали его «серебришко» (на испанском языке «platina» от слова «plata»). Найденный металл был оценён вдвое ниже, чем серебро, и вдесятеро, чем золото. Мошенники установили, что платина легко соединяется с золотом, стали чеканить из сплава этих металлов монеты. Когда испанский король, узнал о монетных проделках, приказал избавиться от платины. В 1735 году в Колумбии по королевскому приказу при многочисленных зрителях выбросили платину в море и в реки Богота и Каука от 3 до 7 тонн. В наше время неоднократно пытались извлечь затопленный металл, но попытки не принесли успеха: вода и наносы надёжно спрятали платину

11 (IB) группа

Подгруппа меди, благородные металлы



Получение



Au: извлечением из пород



Восстановление меди
Георгий Агрикола, 1556 г.

Физико-химические свойства элементов 11 (IB) группы

Cu	Ag	Au
<ul style="list-style-type: none"> • красноватый металл; • ковкий, пластичный; • обладает высокой тепло- и электропроводностью; • устойчив к действию воздуха и воды; • подвержен атмосферным воздействиям: медленно покрывается зелёной патиной (карбонат) 	<ul style="list-style-type: none"> • мягкий, ковкий металл с характерным серебристым блеском; • устойчив к действию воды и кислорода; • на воздухе взаимодействует с соединениями серы с образованием чёрного сульфидного слоя; • растворим в серной и азотной кислотах 	<ul style="list-style-type: none"> • металл характерного жёлтого цвета; • мягкий; • самый ковкий и самый пластичный из известных металлов; • устойчив к действию воздуха, воды, щелочей и кислот (за исключением смеси азотной и соляной)

Основные характеристики элементов 11 (IB) группы

	Cu	Ag	Au
Латинское название	Cuprum	Argentum	Aurum
Русское название	Медь	Серебро	Золото
Дата открытия	Известны древним цивилизациям		
Первооткрыватель			
Атомный номер	29	47	79
Относительная масса атома	63,546	107,8682	196,96654
Радиус атома (пм)	127,8	114,4	144,2
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	745,4	731,0	890,1
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	118,5	125,7	222,8
Электроотрицательность (по Полингу)	1,90	1,93	2,54
t плавления (К)	1356,6	1235,08	1337,58
t кипения (К)	2840	2485	3080
Плотность (г/см ³ , тв.)	8,960	10,500	19,320
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	7,09	10,27	10,19
Основные изотопы (массовые числа)*	63, 64*, 65, 67*	107, 109, 110*, 111*	195*, 197, 198*, 199*
Содержание в земной коре (% по массе)	$5 \cdot 10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-6}$	$1,1 \cdot 10^{-7}$
Аллотропные модификации**	(Cu)	(Cu)	(Cu)
Основные природные соединения	халькопирит – CuFeS ₂ ; халькозин - Cu ₂ S; куприт – Cu ₂ O; малахит – Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃	аргени́т Ag ₂ S, попутно с минералами других металлов (например, с Cu)	в виде металла

Происхождение названий элементов

Cu (англ. Copper, франц. Cuivre, нем. Kupfer) – от лат. cuprum – «Кипр», где уже в III в. до н. э. существовали медные рудники;

Ag (англ. Silver, франц. Argent, нем. Silber) – от Argentum, названия на лат. языке. В Египте найдены серебряные украшения, относящиеся еще к додинастическому периоду (5000 – 3400 до н. э.). Однако до середины II тысячелетия до н. э. серебро было большой редкостью и ценилось дороже золота;

Au (англ. Gold, франц. Or, нем. Gold) – лат. (этрускское) Aurum (древнее ausum) означает «жёлтое»; золотые предметы найдены в культурных слоях, относящихся к V тысячелетию до н.э. (к эпохе неолита)

* Значком * помечены нестабильные изотопы.

** В скобках указан структурный тип см. с. 33).

Химические свойства элементов 11 группы

Cu	Ag	Au
<ul style="list-style-type: none"> низкая химическая активность; ■ стоят в ряду напряжений металлов после H; ■ эффективные комплексообразователи; ■ образуют друг с другом сплавы 		
<ul style="list-style-type: none"> растворяется в кислотах-окислителях и конц. HCl: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HCl} (\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{CuCl}_4] + \text{H}_2 \uparrow$ с растворами KCN и NH₃ $2\text{Cu} + 4\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2] + 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{Cu} + 8\text{NH}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ 	<ul style="list-style-type: none"> взаимодействует только с кислотами-окислителями и H₂S (на воздухе): $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{Ag}_2\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 	<ul style="list-style-type: none"> растворяется в «царской водке» (HNO₃+3HCl): $\text{Au} + 3\text{Cl} + \text{HCl} = \text{H}[\text{AuCl}_4]$ с цианидами щелочных металлов: $\text{Au} + 8\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 4\text{KOH}$ с парами брома $2\text{Au} + 2\text{Br}_2 = \text{AuBr} + \text{AuBr}_3$

Соли металлов 11 группы

- Соли М (I) нерастворимы за исключением AgF, AgNO₃, AgClO₄, AgClO₃;
- соли Cu (II) и Au (III) хорошо растворимы в воде, гидролизуются, окислители



Аллегорически очищение золота – сурьмой, серебра – свинцом
 Король и королева, изображенные на гравюре, – это золото и серебро
 («первовещество», по мнению некоторых алхимиков),
 старик с косой – Хронос, символ свинца, волк с раскрытой пастью – сурьма.
 Трактат Василия Валентина «Двенадцать ключей мудрости» (1600 г.)

Оксиды и гидроксиды металлов 11 группы

	Получение	Свойства
Cu_2O	$4\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ > 1000^\circ} 2\text{Cu}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ красно-коричневый, нерастворим в воде ■ амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств: <ul style="list-style-type: none"> ▪ $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ ▪ $\text{Cu}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaCuO}$ ▪ $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{H}[\text{CuCl}_2] + \text{H}_2\text{O}$
Ag_2O	$2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ тёмно-коричневый, нерастворим в воде ■ амфотерен: <ul style="list-style-type: none"> $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Ag}(\text{OH})_2]$ $\text{Ag}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KAgO}$ ■ термически неустойчив: <ul style="list-style-type: none"> $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Ag} + \text{O}_2 \uparrow$
$\text{M}(\text{OH})$	<ul style="list-style-type: none"> ■ неустойчивы, разлагаются при получении с образованием оксида $2\text{MOH} \rightarrow \text{M}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 	
CuO	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ чёрного цвета, нерастворим в воде ■ амфотерен (преобладание основных свойств) <ul style="list-style-type: none"> $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CuO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ голубой, нерастворим в воде ■ амфотерен (преобладание основных свойств): <ul style="list-style-type: none"> $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ■ термически неустойчив: <ul style="list-style-type: none"> $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Au_2O_3	$2\text{Au}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Au}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ чёрно-бурый, нерастворим в воде ■ амфотерный оксид (преобладание кислотных свойств): <ul style="list-style-type: none"> $\text{Au}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAuO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Au}(\text{OH})_3$ и AuOOH	$\text{AuCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Au}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{K}[\text{AuCl}_4] + 3\text{KOH} = \text{AuO}(\text{OH}) \downarrow + 4\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> ■ красно-коричневый, нерастворим в воде ■ амфотерен: <ul style="list-style-type: none"> ▪ $\text{Au}(\text{OH})_3 + 4\text{HCl} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$ ▪ $\text{Au}(\text{OH})_3 + 4\text{HNO}_3 = \text{H}[\text{Au}(\text{NO}_3)_4] + 3\text{H}_2\text{O}$ ▪ $\text{Au}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Au}(\text{OH})_4]$

В организме взрослого человека содержится до 80 мг меди

Применение

Сu и соединения: • для изготовления электрических проводов;
• в сплавах; • для изготовления монет; • $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос) – для борьбы с вредителями в сельском хозяйстве, • CuCl_2 – как катализатор в органических синтезах

Ag и соединения: • в фотографии; • для изготовления серебряных монет;
• в ювелирном деле; • в электрической промышленности; • для получения зеркал; • AgNO_3 (ляпис) – в медицине, AgBr – в фотографии

Au и соединения: • в виде банковских слитков; • в ювелирном деле;
• в электронике; • для изготовления стёкол (окрашенных, теплоотражающих)

Золото и железо – первые металлы, которые были известны человеку ещё с каменного века. Золото встречалось в самородном виде, а железо – металл с неба (метеоритное). Затем стали известны семь «металлов древности» – золото, железо, серебро, медь, свинец, олово, ртуть.

Ртуть считалась душой металлов. Поэтому ртуть называли меркурием по имени ближайшей к Солнцу (золоту) планеты Меркурий



Алхимическая
космология соотносила
семь металлов с семью
планетами:

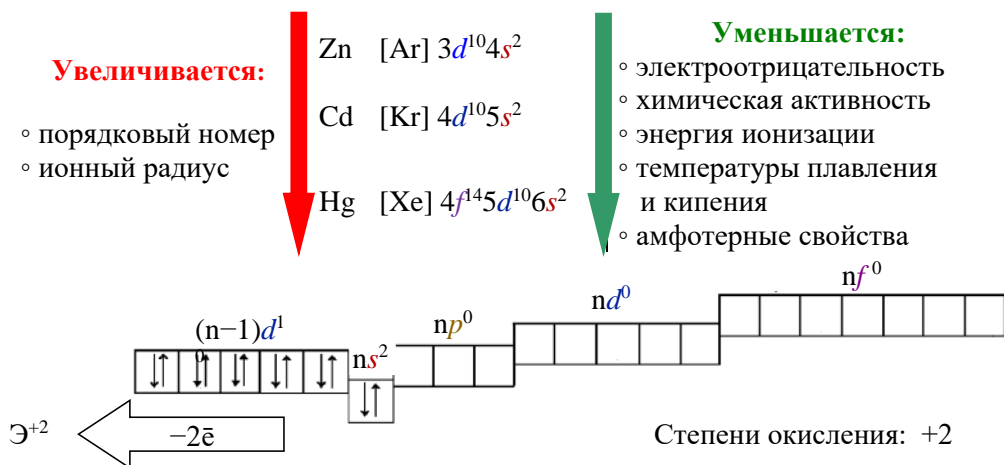
Луна	☾	серебро
Меркурий	☿	ртуть
Венера	♀	медь
Солнце	☼	золото
Марс	♂	железо
Юпитер	♃	олово
Сатурн	♄	свинец

«Как получишь то, что искал, смешай его с золотом наивысшей пробы и очищенной сурьмой в соотношении один к трём, помести в пламенный горшок и мягко нагревай в течение двенадцати часов. Когда же расплавится, грей ещё три дня и три ночи. Одна часть полученной тинктуры обратит тысячу частей трансмутируемого металла в хорошее и прочное золото»

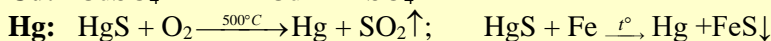
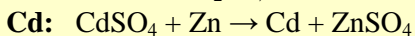
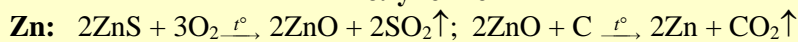
«Двенадцать ключей мудрости Василия Валентина» (1599 г.). Лев, пожирающий змея, представляет процесс изменения материи во что-то новое. Символ под окном – алхимический символ ртути

12 (IIB) группа

Подгруппа цинка



Получение



Физико-химические свойства элементов 12 (IIB) группы

Zn	Cd	Hg
<ul style="list-style-type: none"> • голубовато-белый металл • хрупкий при литье • на воздухе покрывается оксидной плёнкой 	<ul style="list-style-type: none"> • серебристый металл • на воздухе покрывается оксидной плёнкой 	<ul style="list-style-type: none"> • жидкий серебристый металл • устойчив к действию воздуха, воды, щелочей и кислот (за исключением кислот-окислителей)

Слово цинк встречается впервые у Парацельса (*Erz der Zinken*), который указывает, что этот нековкий металл содержит большое количество ртути, из-за чего легко превращается в жидкость. Происхождение слова цинк, возможно, связано с персидским «ченг» (*Tschang*), хотя это название означает не только цинк, а вообще камни. По менее правдоподобной версии, название «цинк» произошло от древнегерманского «цинко» (означает, в частности, бельмо на глазу) или средневекового германского «цинке» (*Zinke*), которое в средневековом фармацевтическом лексиконе имеет выражение: «цинкен из алоэ и кораллов». Возможно, слово «цинк» произведено от немецкого *Zinn* – «олово»

Основные характеристики элементов 12 (IВ) группы

	Zn	Cd	Hg
Латинское название	Zincum	Cadmium	Hydrargyrum
Русское название	Цинк	Кадмий	Ртуть
Дата открытия	~ 1500	1817	известна древним цивилизациям
Первооткрыватель	—	Штомейер	
Атомный номер	30	48	80
Относительная масса атома	65,39	112,411	200,59
Радиус атома (пм)	133,2	148,9	160
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	906,4	867,6	1007,0
Энергия сродства к $\bar{\text{e}}$ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	9	-26	-18
Электроотрицательность (по Полингу)	1,65	1,69	2,00
t плавления (К)	692,73	594,1	234,28
t кипения (К)	1180	1038	629,73
Плотность (г/см ³ , тв.)	7,133	8,650	13,546
Объём 1 моль (см ³ , тв.)	9,17	13,00	14,81
Основные изотопы (массовые числа)*	64, 65*, 66-68, 69*, 70	106, 108, 109*, 110-114, 115*, 116	196, 197*, 198-202, 203*, 204
Содержание в земной коре (% по массе)	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	$5,0 \cdot 10^{-6}$
Аллотропные модификации**	(Mg)	(Mg)	α -Hg (Hg), β -Hg
Основные природные соединения	цинковая обманка ZnS (сфалерит), смитсонит ZnCO ₃ , цинкит ZnO	гринокит CdS, как побочный продукт из ZnS	киноварь HgS, встречается в самородном состоянии

Происхождение названий элементов

Cd – слово кадмий происходит от имени финикийца Кадмоса, который будто бы первым нашёл камень и открыл его способность изменять цвет меди при выплавке из руды. «Кадмос» на семитских языках означает «восточный» и является именем легендарного героя-полубога, основателя

Фив, который победил властителя этой области – Дракона.

Штомейер назвал открытый им металл кадмием, так как нашел его в результате прокаливания *cadmia furnasit*.

Hg – (англ. *mercury*, франц. *mercure*, нем. *Quecksilber*) – лат. *hydrargyrum* – «жидкое серебро». Входит в число семи металлов древности; была известна за 1500 лет до н.э., уже тогда её умели получать из киновари.

Ртуть использовали в Египте, Индии, Месопотамии, Китае; она считалась важнейшим исходным веществом в операциях тайного искусства по изготовлению препаратов, продлевающих жизнь.

В IV–III вв. до н.э. о ртути как о жидком серебре упоминают Аристотель и Теофраст

* Знаком * помечены нестабильные изотопы с основным.

** В скобках указан структурный тип (рисунок структуры Mg см. с. 33).

Химические свойства элементов 12 группы

Zn	Cd	Hg
• амфотерные свойства	• с кислотами (но не со щелочами)	• растворяется только в кислотах -окислителях
$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Cd} + 2\text{HCl} = \text{CdCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg} + 4\text{HNO}_3 \text{ конц.} = \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $6\text{Hg} + 8\text{HNO}_3 \text{ разб., недостаток} = 3\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
• с O_2 и Hal_2		
$2\text{Zn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ZnO}$	$\text{Cd} + \text{Cl}_2 = \text{CdCl}_2$ $\text{Cd} + \text{S} = \text{CdS}$ $2\text{Cd} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CdO}$	$\text{Hg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HgBr}_2$ $\text{Hg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{HgO}$ $\text{Hg} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{KOH} = \text{K}[\text{Hg}(\text{OH})_3] + 2\text{K}_2\text{MnO}_4$

Оксиды и гидроксиды элементов 12 группы

	Получение	Свойства
ZnO Zn(OH) ₂	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{ZnO}$ $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	Белые твёрдые вещества, возгоняются без плавления амфотерные свойства: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
CdO Cd(OH) ₂	$2\text{Cd} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CdO}$ $\text{CdCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow \text{CdO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CdCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	Коричневое и белое твёрдые вещества, возгоняются без плавления амфотерные свойства с преобладанием основных : $\text{CdO} + 2\text{HCl} = \text{CdCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 4\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_4[\text{Cd}(\text{OH})_6]$ $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_3 \xrightarrow{t^\circ} [\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$
HgO Hg ₂ O Hg(OH) ₂	$2\text{Hg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{HgO}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{HgO} + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Жёлтое и белые твёрдые вещества, возгоняются без плавления основные свойства: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{HgO} + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{HgO} + \text{Hg} + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Соли металлов 12 группы

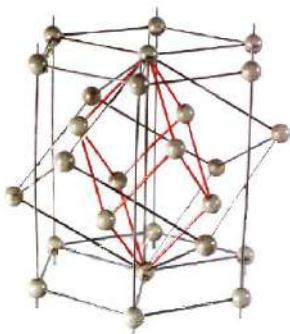
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – существуют только в кислых растворах
 Сульфиды, карбонаты, ортофосфаты – малорастворимые соединения
 Координационные числа: Zn = 4; Cd = 6; Hg = 2

Применение

- Zn** • для защиты от коррозии (гальванизации железа);
• в сплавах (например, латунь); • как стабилизатор полимеров;
• в аккумуляторных батареях (сухих элементах).
- Cd** • в производстве аккумуляторных батарей; • в сплавах;
• для изготовления красок.
- Hg** • в производстве хлора и NaOH; • в уличных фонарях;
• в электроаппаратуре; • фунгицидах.
- Соли Zn и Hg – антисептики; ZnS, CdS – пигменты минеральных красок

Пары ртути и её соединения оказывают токсическое воздействие на нервную, пищеварительную и иммунную системы, а также на лёгкие, почки, кожу, глаза. Однако до 1970-х годов соединения ртути использовались в медицине очень активно: хлорид ртути (I) (каломель) – как слабительное, хлорид ртути (II), цианид ртути (II), амидохлорид ртути и оксид ртути (II) – как антисептики (в том числе в составе мазей), меркузал и промеран – как сильные мочегонные.

Подписанная многими странами международная конвенция запрещит с 2020 года производство, экспорт и импорт нескольких различных видов ртутьсодержащих, в том числе электрических батарей и выключателей, реле, некоторых видов люминесцентных ламп, ртутных термометров, приборов измерения давления. Конвенция ограничивает ряд промышленных процессов и отраслей, в том числе горнодобывающую (особенно добычу золота), производство цемента



Кристаллическая структура ртути



Гравюра из трактата «Розарий философов». Изображён процесс растворения ртутью (лев) золота (солнце)

F-ЭЛЕМЕНТЫ

Лантаноиды

(Лантаниды)

семейство из 14 *f*-элементов 3 (IIIB) группы VI периода
(вместе с Sc, Y и La составляют группу редкоземельных элементов)

Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

Незначительное уменьшение радиусов

[Xe] 6s²4*f*¹⁻¹⁴ 5*d*^{0→2}

Степени окисления: +2, +3, +4

Свойства лантаноидов (Ln)

	Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
Физические свойства	<ul style="list-style-type: none"> • серые или серебристо-белые металлы • быстро тускнеют на воздухе • пластичны, хорошо проводят электрический ток • парамагнитны • на воздухе покрываются оксидной плёнкой
Химические свойства	<ul style="list-style-type: none"> • имеют высокую химическую активность • активно реагируют с водой: $4\text{Ln (кроме Ce, Tb, Pr)} + 2x\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ln}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O} \downarrow$ • взаимодействуют с разбавленными кислотами-неокислителями с выделением водорода (за исключением HF, H₃PO₄) • не реагируют со щелочами • активно реагируют с кислородом, галогенами, расплавленной серой, углеродом, азотом и водородом: $\text{Ln} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{воспламенение } \sim 300^\circ \text{C}} 2\text{Ln}_2\text{O}_3$ • известны оксиды и гидроксиды со степенями окисления +2, обладают основным характером • с повышением степени окисления основный характер оксидов и гидроксидов ослабевает • синтезировано большое количество солей и комплексных соединений: $\text{Na}_3[\text{Ln}(\text{CO}_3)_3] \cdot 6\text{H}_2\text{O}, \text{K}_2\text{LnO}_3, \text{Li}_8[\text{LnO}_6], \text{Na}_6[\text{Ce}(\text{CO}_3)_5] \text{ и др.}$
Применение	<ul style="list-style-type: none"> • в сплавах • для получения стёкол (в том числе кварцевых) и металлокерамики • как катализаторы • при изготовлении хирургического инструмента

Основные характеристики лантаноидов

	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Латинское название	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium	Eurprium	Gadolinium
Русское название	Церий	Празеодим	Неодим	Прометий	Самарий	Европий	Гадолиний
Дата открытия элемента	1803	1885	1885	1945	1879	1901	1880
Первооткрыватель	Берцелиус, Гизингер	Вельсбах	Вельсбах	Марински, Гленденин, Кориолл	Лекок де Буабодран	Демарсе	Галиссар де Мариньяк
Атомный номер	58	59	60	61	62	63	64
Относительная масса атома	140,155	140,90765	144,24	(145) ²⁾	150,36	151,965	157,25
Электронная конфигурация	[Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ²	[Xe]4f ³ 6s ²	[Xe]4f ⁴ 6s ²	[Xe]4f ⁶ 6s ²	[Xe]4f ⁶ 6s ²	[Xe]4f ⁷ 6s ²	[Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
Радиус атома (пм)	182,5	182,8	182,1	181,0	180,2	204,2	180,2
Энергия ионизации Э → Э ⁺ (кДж/моль)	527,4	523,2	529,6	535,9	543,3	546,7	592,5
Энергия сродства к ē Э → Э ⁻ (кДж/моль)	≤ 50	≤ 50	< 50	≤ 50	≤ 50	≤ 50	≤ 50
t плавления (К)	1072	1204	1294	1441	1350	1095	1586
t кипения (К)	3699	3785	3341	~3000	2064	1870	3539
плотность (г/см ³ , тв.)	8,240 (α-форма)	6,773	7,007	7,220	7,520	5,243	7,9004
Основные изотопы (массовые числа) ¹⁾	136, 138, 139*, 140, 141*, 142, 143*, 144*	141, 142*, 143*	142, 143, 144*, 145, 146, 147*, 148, 149	145*, 146*, 147*, 149*, 151*	144, 146-149, 150, 152, 153*, 154	151, 152*, 152*, 153, 153*	152*, 153*, 154-160
Содержание в земной коре (% по массе)	6,8·10 ⁻³	9,5·10 ⁻⁴	3,8·10 ⁻³	слезы	7,9·10 ⁻⁴	2,1·10 ⁻⁴	7,7·10 ⁻⁴
Аллотропные модификации	α-(Cu), β-(рекс.), γ-(Cu), δ-(α-Fe)	α-(рекс.), β-(α-Fe)	α-(рекс.), β-(α-Fe)	гекс.	α-, β-, γ-	(α-Fe)	α-(Mg), β-(α-Fe)
Основные природные соединения ²⁾	монашит [(Ce, La, ..., Fe)PO ₄] бастинит [(Ce, La, ..., Fe)(CO ₃)F]	монашит [(Ce, La, ..., Fe)PO ₄] бастинит [(Ce, La, ..., Fe)(CO ₃)F]	Из продуктов распада в ядерных реакторах	монашит (Ce, La, ..., Fe)PO ₄	монашит (Ce, La, ..., Fe)PO ₄	монашит [(Ce, La, ..., Fe)PO ₄] бастинит [(Ce, La, ..., Fe)(CO ₃)F]	

¹⁾ Значком * помечены нестабильные изотопы

²⁾ В скобках указан структурный тип (см. с. 33)

Основные характеристики лантаноидов (продолжение)

	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Латинское название	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium I	Lutetium
Русское название	Тербий	Диспрозий	Гольмий	Эрбий	Тулий	Иттербий	Лютеций
Дата открытия элемента	1843	1886	1878	1842	1879	1878	1907
Первооткрыватель	Мосандер	Лекок де Буабодран	Клеве, Деллафонтейн и Соре	Мосандер	Клеве	Гадолин	Урбэн, Джеймс
Атомный номер	65	66	67	68	69	70	71
Относительная масса атома	158,92534	162,50	164,93032	167,26	168,93421	173,04	174,967
Электронная конфигурация	$[\text{Xe}]4f^9 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{10} 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{11} 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{12} 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{13} 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{14} 6s^2$	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^1 6s^2$
Радиус атома (пм)	178,2	177,3	176,6	175,7	174,6	194	173,4
Энергия ионизации $\Xi \rightarrow \Xi^+$ (кДж/моль)	564,6	571,9	580,7	588,7	596,7	603,4	523,5
Энергия сродства к Ξ $\Xi \rightarrow \Xi^-$ (кДж/моль)	≤ 50	данные отсутствуют	≤ 50	≤ 50	≤ 50	≤ 50	≤ 50
t плавления (К)	1629	1685	1747	1802	1818	1097	1936
t кипения (К)	3396	2835	2968	3136	2220	1466	3668
плотность (г/см ³ , тв.)	8,229	8,550	8,795	9,066	9,321	6,965	9,840
Основные изотопы (массовые числа)	159, 160*	154*, 156, 158, 160-164	165, 166*	162, 164, 166-168, 169*, 170, 171*	169, 170*	168, 169*, 170-174, 175*, 176	175, 176*, 177*
Содержание в земной коре (% по массе)	$1,1 \cdot 10^{-4}$	$6 \cdot 10^{-4}$	$1,4 \cdot 10^{-4}$	$3,8 \cdot 10^{-4}$	$4,8 \cdot 10^{-5}$	$3,3 \cdot 10^{-4}$	$5,1 \cdot 10^{-5}$
Аллотропные модификации	ромбич., α -(Mg), β -(α -Fe)	ромбич., (Mg), (α -Fe)	α -(Mg), β -(α -Fe)	α -(Mg), β -(α -Fe)	(Mg)	α -(Mg), β -(α -Fe)	α -(Mg), β -(α -Fe)
Основные природные соединения	монашит (Ce, La...)PO ₄ бастнезит (Ce, La...)F	монашит (Ce, La...)PO ₄ бастнезит (Ce, La...)F	монашит (Ce, La...)PO ₄ бастнезит (Ce, La...)F	монашит (Ce, La...)PO ₄ бастнезит (Ce, La...)F	(Mg)	в виде примеси в эвкентите и ксенотиме	монашит (Ce, La...)PO ₄ бастнезит (Ce, La...)F

АКТИНОИДЫ

(Актиниды)

семейство из 14 радиоактивных *f*-элементов 3 группы (IIIB) VII периода

Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md Jk Rf

Незначительное уменьшение радиусов

[Rn] 7*s*²5*f*¹⁻¹⁴6*d*⁰⁻²

Степени окисления: от +2 до +7

Свойства актиноидов (An)

	Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr
Физические свойства	<ul style="list-style-type: none"> • серебристо-белые металлы • все радиоактивны, многие светятся в темноте • быстро тускнеют на воздухе • пластичны • на воздухе покрываются оксидной плёнкой
Химические свойства	<ul style="list-style-type: none"> • реакционноспособны • при нагревании реагируют с водяным паром: $\text{Th} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ThO}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$ • взаимодействуют с разбавленными кислотами-неокислителями с выделением водорода и с разбавленной азотной кислотой: $2\text{Pa} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Pa}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{U} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ • при нагревании реагируют с кислородом, галогенами, другими неметаллами: $2\text{An} + 3\text{Hal}_2 \rightarrow 2\text{AnHal}_3$ • не реагируют со щелочами • с повышением степени окисления основный характер оксидов и гидроксидов ослабевает • известно большое количество солей и комплексных соединений, в которых (в отличие от лантанидов) металлы имеют высокие степени окисления: AnHal_5, K_2AnO_4, $[\text{AnO}_2](\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, Na_5NpO_6, K_3PuO_5 и др.
Применение	<ul style="list-style-type: none"> • для урана, плутония и тория – ядерная энергетика • торий – в преломляющих материалах, сплавах, непроницаемых для газов оболочках

Основные характеристики актиноидов

	Th	Ra	U	Np	Pu	Am	Cm
Латинское название	Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium
Русское название	Торий	Протактиний	Уран	Нептуний	Плутоний	Америций	Кюрий
Дата открытия элемента	1815	1917	1789	1940	1940	1944	1944
Первооткрыватель	Берцелиус	Ган и Мейтнер, Фаяне, Содди, Кранстон, Флек	Клапрот	Макмиллан, Абельсон	Сиборг, Вальей, Кеннеди	Сиборг, Джеймс, Морган, Гюрсо	Сиборг, Джеймс, Гюрсо
Атомный номер	90	91	92	93	94	95	96
Относительная масса атома	232,0381	231,03588	238,0289	237,0482	(244)	(243)	(247)
Электронное строение	$[Rn]6d^2 6s^2$	$[Rn]5f^2 6d^1 7s^2$	$[Rn]5f^3 6d^1 7s^2$	$[Rn]5f^4 6d^1 7s^2$	$[Rn]5f^6 7s^2$	$[Rn]5f^7 7s^2$	$[Rn]5f^7 6d^1 7s^2$
Радиус атома (пм)	179,8	160,6	138,5	131	151	184	?
Энергия ионизации $\Xi \rightarrow \Xi^+$ (кДж/моль)	587	568	584	597	585	578,2	581
t плавления (K)	2023	2113	1405,5	913	914	1267	~1640
t кипения (K)	~5060	~4300	4018	4175	3505	2880	?
плотность (г/см ³ , тв.)	11,720	~15,37	18,950	20,250	19,840	13670	13,300
Основные изотопы (массовые числа) ¹	228* - 234*	231* - 234*	234* - 236*, 238*	237*	239*, 242*, 244*	241*, 243*, 244* - 248*	242*, 244* - 248*
Содержание в земной коре (% по массе)	1,2·10 ⁻³	Следы	2,4·10 ⁻³	0	следы	0	0
Аллотропные модификации	α -(Cu), β -(α -Fe)	тетрагональная	α -, β -, γ -(α -Fe)	α -, β -, γ -(α -Fe)	α -, β -, γ -, δ -(Cu), δ -, ϵ -(α -Fe)	α -, β -(Cu)	Данные отсутствуют
Основные природные соединения	монацит, песок (Ce, La, Nd, Th)PO ₄ , включения в пегматитах, цирконе и сфене	получено несколько граммов из уранового ядерного топлива	уранинит U ₃ O ₈ , карнит K ₂ (UO ₂) ₂ (VO ₄) ₂ ·2H ₂ O	получено несколько килограммов из уранового ядерного топлива	получено несколько тонн из уранового ядерного топлива	получен в виде ²⁴³ Am ~100 г при нейтронной бомбардировке ²³⁹ Pu	получено несколько граммов ²⁴⁶ Cm, ²⁴⁸ Cm при нейтронной бомбардировке ²³⁹ Pu

¹ Значком * помечены нестабильные изотопы. ² В скобках указан структурный тип (рисунок см. в разделе «Химическая связь»).

Основные характеристики актиноидов (продолжение)

	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Латинское название	Berkium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium
Русское название	Берклий	Калифорний	Эйнштейний	Фермий	Менделевий	Нобелий	Лоуренций
Дата открытия элемента	1949	1950	1952	1954	1955	1958	1961
Первооткрыватель	Томпсон, Гиорсо, Сиборг	Томпсон, Стрит, Гиорсо, Сиборг	Чоппин, Томпсон, Гиорсо, Харвей	Чоппин, Томпсон, Гиорсо, Харвей	Гиорсо, Харвей, Чоппин, Томпсон, Сиборг	Гиорсо, Сиккелэнд, Уолтон, Сиборг	Гиорсо, Сиккелэнд, Ларш, Латимер
Атомный номер	97	98	99	100	101	102	103
Относительная масса атома	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(259)	(260)
Электронное строение	$[\text{Rn}]5f^7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{10}7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{11}7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{12}7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{13}7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{14}7s^2$	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^17s^2$
Радиус атома (пм)	Bk^{2+} 118	Cf^{3+} 98	Es^{2+} 116	Fm^{2+} 115	Md^{2+} 114	No^{2+} 113	Lr^{2+} 112
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ (кДж/моль)	601	608	619	627	635	642	данные отсутствуют
Энергия сродства к $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^-$ (кДж/моль)	данные отсутствуют						
t плавления (К)	данные отсутствуют						
t кипения (К)	данные отсутствуют						
плотность (г/см ³ , тв.)	14,790	?	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют
Основные изотопы (массовые числа)	$247^*, 249^*$	$249^*, 251^*, 252^*$	$252^*, 253^*, 254^*, 255^*$	$253^*, 254^*, 255^*, 257^*$	258^*	259^*	260^*
Содержание в земной коре (% по массе)	0	0	0	0	0	0	0
Аллотропные модификации	данные отсутствуют	кубическая	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют	данные отсутствуют
Основные природные соединения	получается в микрограммах						
	в виде ^{249}Bk	в виде $^{249}\text{Cf}, ^{252}\text{Cf}$	в виде ^{253}Es	в виде ^{253}Fm	при бомбардировке ^{255}Es α -частицами	при бомбардировке ^{249}Cf атомами углерода	при бомбардировке ^{252}Cf ядрами бора

при нейтронной бомбардировке ^{239}Pu

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Органическая химия – раздел химии, изучающий углеводороды и их производные

Число известных органических соединений в настоящее время насчитывает десятки миллионов и ежегодно увеличивается на 250–300 тыс. наименований

Органические соединения состоят из небольшого числа элементов: углерода, водорода, кислорода, азота, серы и фосфора. Эти элементы получили название биогенных элементов («элементов жизни»)

Термин «органическая химия» впервые введен Й. Я. Берцелиусом в 1806 г. как «часть физиологии, которая описывает состав живых тел вместе с химическими процессами, происходящими в них»

Многообразие органических соединений определяется строением основного элемента органических веществ – углерода

Атом С может находиться в состоянии sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации. В гибридизации участвуют наиболее прочные σ -связи

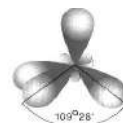
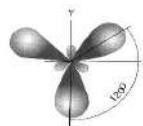
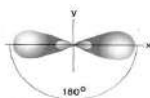


Таблица длин и энергий связей углерод–углерод

Связь	Длина связи (нм*)	Энергия связи (кДж/моль)
C – C	0,154	348
C = C	0,134	635
C \equiv C	0,120	830

* 1 нм = 10^{-9} м.

Основные положения теории строения органических соединений А. М. Бутлерова (1861)

- Все атомы в молекулах органических веществ соединены в определённой последовательности химическими связями согласно их **валентностям**.
- Порядок соединения атомов в молекуле и характер их связей А. М. Бутлеров назвал химическим строением
- Химические свойства соединения определяются не только составом, но и **строением** его молекул. Различное строение молекул при одинаковом качественном составе обуславливает явление изомерии.
- Строение молекулы органического вещества возможно установить по **продуктам** химических реакций
- Атомы и группы атомов в молекулах взаимно **влияют** друг на друга

ИЗОМЕРИЯ органических соединений

Изомерия – явление существования соединений, одинаковых по составу и молекулярной массе, но разных по строению или расположению атомов в пространстве (и, следовательно, по свойствам)



А. М. Бутлеров
(1828-1887)

Структурная изомерия – это различный порядок соединения атомов:

- углеродного скелета:

Например, бутан $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ и изобутан $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3 \end{array}$

- положения кратных связей:

Например, бутен-1: $\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2\text{—CH}_3$
и бутен-2: $\text{CH}_3\text{—CH}=\text{CH—CH}_3$

- положения заместителей и функциональных групп:

Например, $\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \end{array}$ пропанол-2 $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$ пропанол-1

- характера функциональной группы:

Например, этанол: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ и диметиловый эфир: $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$

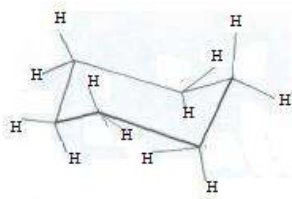
Пространственные изомеры (стереоизомеры):

- расположение атомов в молекуле с различными поворотами вокруг одной или нескольких одинарных σ -связей
- геометрические – различие в ориентации заместителей, в частности, относительно кратной связи (по одну сторону – цис- или по разные – транс-)
- оптические – молекулы имеют левую L и правую D формы

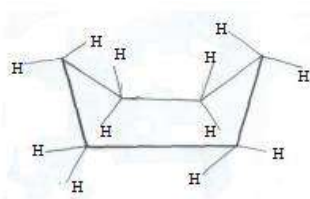
энантиомеры молекулы являются зеркальным отражением друг друга или часть молекулы может быть L и D, имеет «хиральный центр»)

диастереоизомеры отличаются друг от друга конфигурацией в части хирального центра (*например (+)-винная кислота и мезо-винная кислота*)

Пространственные изомеры циклогексана, C_6H_{12}



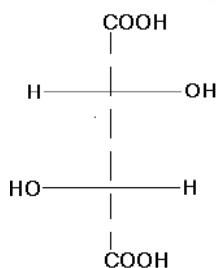
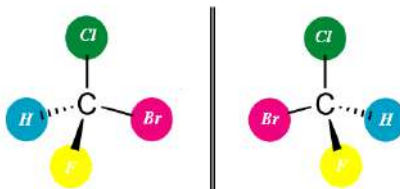
«кресло»



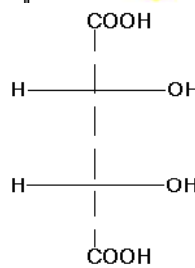
«ванна»

энантиомеры
бромфторхлорметана

Д
и
а
с
т
е
р
е
о
и
з
о
м
е
р
ы



(+)-винная кислота

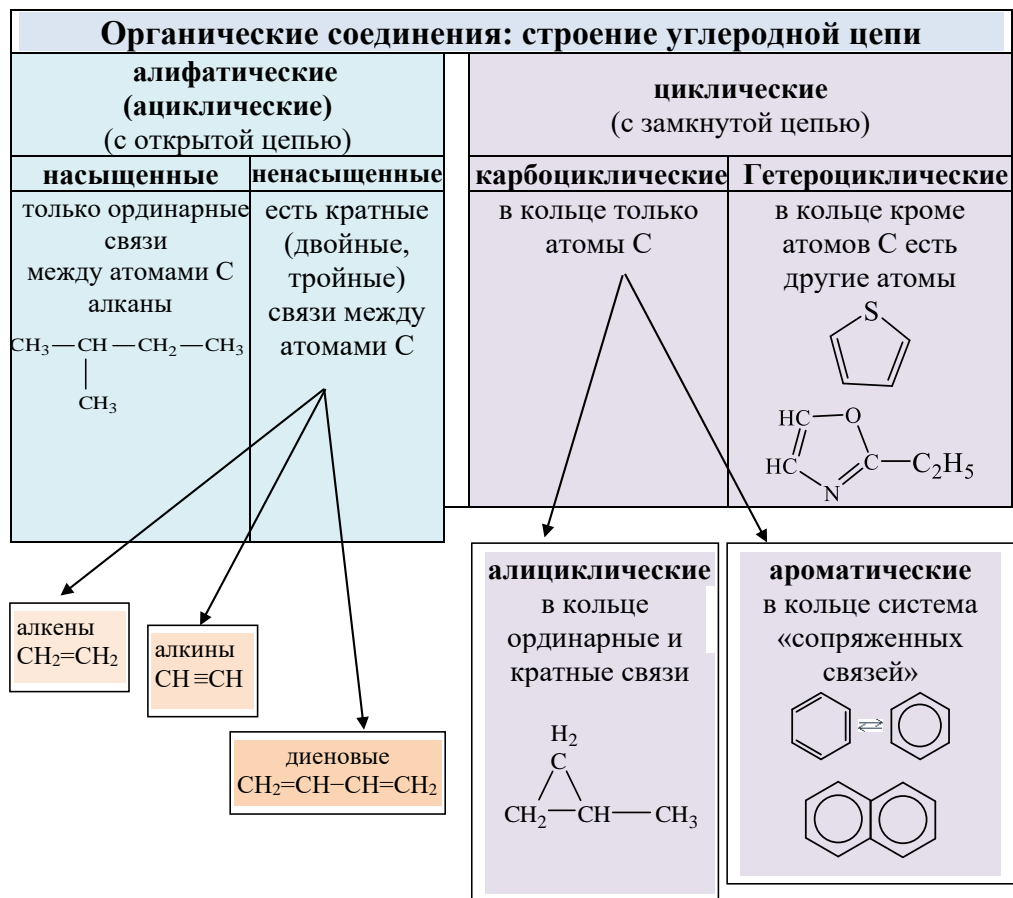


мезо-винная кислота

Классификация органических соединений

по строению углеродной цепи
или углеродного скелета

по функциональной группе



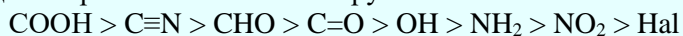
Классы соединений по функциональной группе				
класс	группа		в названии	
			суффикс	префикс
галогенсодержащие	—Hal	фтор, хлор, бром, иод	нет	фтор-, хлор-, бром-, иод-
спирты и фенолы	—OH	гидроксильная	-ол	гидрокси-
альдегиды $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—H}$	(COH)	карбонильная	-аль	-оксо-
кетоны >C=O	(C=O)		-он	
карбоновые кислоты $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—OH}$	(COOH)	карбоксильная	-овая кислота	карбокси-
сульфо кислоты	—SO ₃ H	сульфогруппа	сульфо-кислота	сульфо-
нитросоединения	—NO ₂	нитрогруппа	нет	нитро-
амины	—NH ₂	аминогруппа	-амин	амино-
нитрилы	—CN	цианогруппа	нитрил	циано-

Основы номенклатуры в органической химии

Международная (систематическая) номенклатура ИЮПАК – это однозначное соответствие названия структуре соединения.

□ В основе названия соединения наиболее длинная углеродная цепь молекулы (даёт **корень** в названии), которая содержит максимальное число функциональных групп и кратных связей

□ Начало нумерации цепи определяет наиболее старшая функциональная группа. Порядок старшинства основных групп:



□ Если функциональной группы нет, наименьший номер получает кратная связь (двойная связь более главная, чем тройная)

□ Органическое соединение рассматривается как продукт замещения атомов водорода в молекуле на заместители (углеводородные радикалы, функциональные группы)

□ Составные части названий:

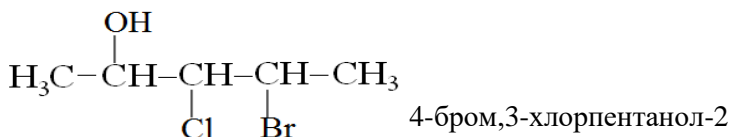
- префикс для заместителей;
- корень для главной цепи или кольца;
- суффикс для связей в главной цепи или кольце;
- суффикс для **одной** высшей по старшинству функциональной

группы

Название органического соединения:



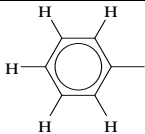
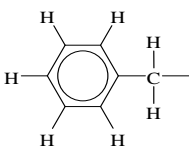
- Заместители перечисляются с их номерами в алфавитном порядке, затем идёт корень основной цепи, затем добавляют суффикс кратных связей (-ан, -ен, -ин) и суффикс старшей функциональной группы
- Несколько одинаковых заместителей или кратных связей обозначают приставками (ди-, три-, тетра- пента- и т.д.)
- Числа в названиях отделяют дефисами, между числами ставят запятые, *например,*



Корни названия углеродной цепи

Число атомов С	Корень	Число атомов С	Корень	Число атомов С	Корень	Число атомов С	Корень
1	мет	6	гекс	11	ундек	16	гексадек
2	эт	7	гепт	12	додек	17	гептадек
3	проп	8	окт	13	тридек	18	октадек
4	бут	9	нон	14	тетрадек	19	нонадек
5	пент	10	дек	15	пентадек	20	эйкоз

Некоторые углеводородные радикалы

Название	Формула	Название	Формула
винил	$\text{CH}_2=\text{CH}-$	фенил	
этинил	$\text{HC}\equiv\text{C}-$		
пропил	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	бензил	
изопропил	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $		
аллил	$\text{H}_3\text{C}=\text{C}(\text{H})-\text{CH}_2-$	третбутил	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array} $

Тривиальные названия связаны с историей получения вещества.

Например,

анилин (фениламин) $C_6H_5-NH_2$

глицерин (пропантриол-1,2,3) $CH_2(OH)CH(OH)CH_2(OH)$

дивинил (бутадиен-1,3) $CH_2=CH-CH=CH_2$

изопрен (2-метилбутадиен-1,3) $CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$

карболовая кислота (фенол) C_6H_5OH

ксилол (диметилбензол) $C_6H_4(CH_3)_2$

лимонная кислота (2-гидроксипропан-1,2,3-трикарбоновая кислота)
 $CH_2(COOH)C(OH)(COOH)CH_2(COOH)$

муравьиная кислота (метановая) $HCOOH$

стирол (винилбензол) $C_6H_5-CH=CH_2$

толуол (метилбензол) $C_6H_5-CH_3$

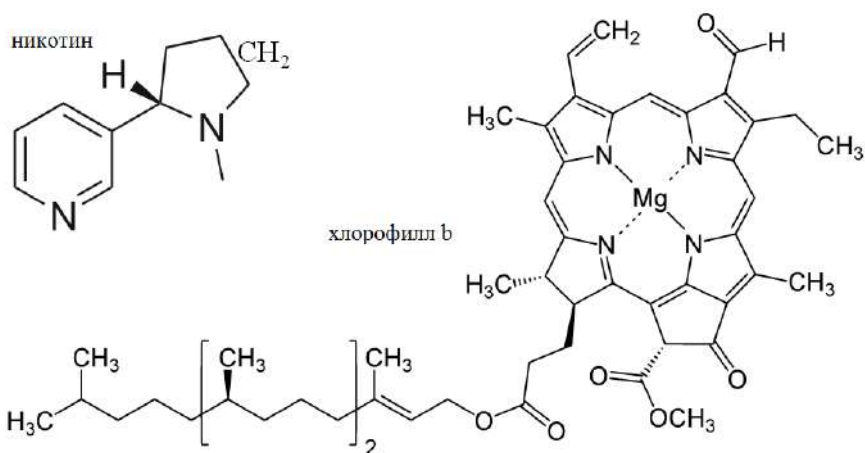
уксусная кислота (этановая) CH_3COOH

хлороформ (трихлорметан) CH_3Cl

этиленгликоль (этандиол-1,2) $CH_2(OH)-CH_2(OH)$

Тривиальные названия используются в промышленности и науке, они удобны для названий сложных соединений: хлорофилл (b)

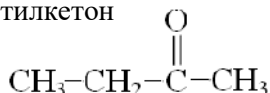
$C_{55}H_{70}O_6N_4Mg$, никотин $C_{10}H_{14}N_2$



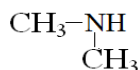
Рациональные названия –

соединения рассматривают как замещённое тем или иным радикалом простейшее соединение. Например,

метилэтилкетон



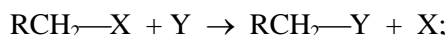
диметиламин



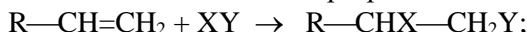
Классификация органических реакций

по типу химических превращений

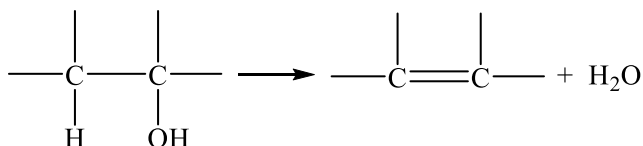
♦ реакции замещения (символ S, от англ. *substitution*) – приводят к образованию новых ковалентных связей и соединений замещением одного атома другим:



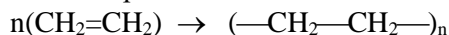
♦ реакции присоединения (символ A, от англ. *addition*) – приводят к образованию новых σ -связей за счёт разрыва π -связей:



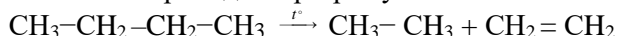
♦ реакции отщепления (элиминирования) (символ E, от англ. *elimination*) – приводят к образованию новых молекул:



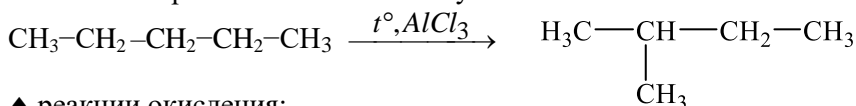
♦ реакции полимеризации – приводят к образованию молекулы полимера из n молекул мономера:



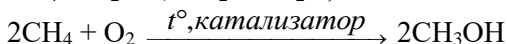
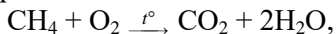
♦ реакции разложения – приводят к разрыву связей C—C:



♦ реакции изомеризации – приводят к изменению взаимного расположения атомов или кратных связей в молекуле:



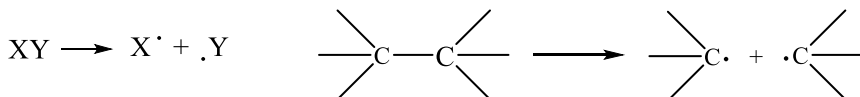
♦ реакции окисления:



по способу разрыва связей

Радикальные реакции

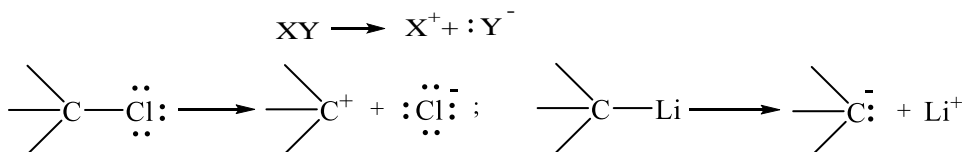
характеризуются **гомолитическим** (симметричным) разрывом ковалентной связи. В исходной молекуле связь разрывается так, что у каждого атома остается по одному электрону, т.е. образуются радикалы:



Характерен для неполярных или малополярных ковалентных связей.

Ионные реакции

характеризуются **гетеролитическим** (несимметричным) разрывом связи, при котором происходит полный переход двух электронов к более электроотрицательному атому:



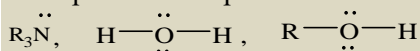
Характерны для полярных и легко поляризуемых связей. В результате гетеролитического разрыва связи получают заряженные частицы – **нуклеофильная** и **электрофильная**.

Ионные реакции классифицируют по способу образования связи с углеродом:

- реагенты, способные предоставить пару электронов на образование связи с углеродом (**нуклеофилы**);
- реагенты, которые имеют вакантную орбиталь и могут образовать связь с атомом углерода за счёт электронов углерода (**электрофилы**).

Нуклеофильные реагенты:

- отрицательно заряженные ионы: $\ddot{\text{O}}\text{H}^{-}$, $\ddot{\text{O}}\text{R}^{-}$, :R^{-} , :CN^{-} , $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}^{-}$
- нейтральные молекулы, которые содержат атомы с неподелёнными электронными парами:



- молекулы, которые содержат π -электроны: (алкены, арены и др.)

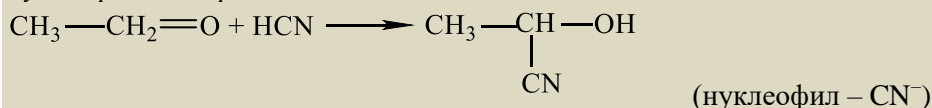
Электрофильные реагенты:

- положительно заряженные частицы: H^{+} , Mg^{2+} , NO_2^{+} , CH_3^{+} и др.;
- молекулы: Cl_2 , SO_3 , AlCl_3 , BF_3 и др.

Ионные реакции различают в зависимости от характера атакующего реагента:

♦ **нуклеофильные реакции** – ионные реакции, в которой молекула органического вещества подвергается действию **нуклеофильного реагента**.

Нуклеофильное присоединение:

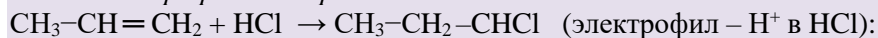


Нуклеофильное замещение:

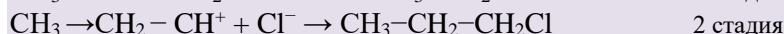


♦ **электрофильные реакции** – ионные реакции, в которых молекула органического вещества подвергается действию электрофильного реагента.

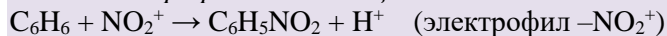
Электрофильное присоединение:



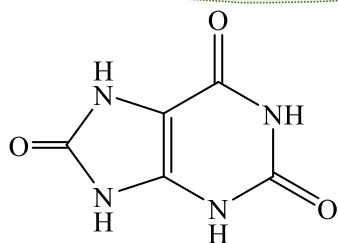
Реакция идёт в 2 стадии:



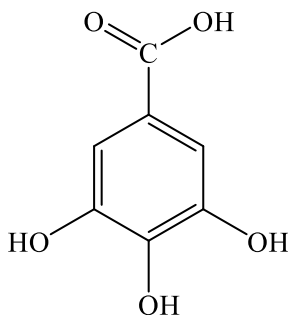
Электрофильное замещение:



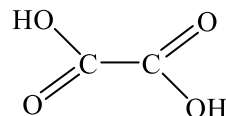
Ещё в 1769 г. шведский аптекарь Карл Вильгельм Шееле описал винную кислоту, $\text{C}_2\text{H}_2(\text{OH})_2(\text{COOH})_2$, которую он выделил из «винного камня», гидротартрата калия. В 1776-1785 гг. Шееле получил ряд органических **кислот**: мочевую $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3$, щавелевую $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, молочную $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})\text{COOH}$, лимонную $\text{C}_3\text{H}_4(\text{OH})(\text{COOH})_3$, яблочную $\text{C}_2\text{H}_3(\text{OH})(\text{COOH})_2$, галловую $\text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})_3\text{COOH}$ и глицерин $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$



мочевая **кислота**
входит в состав
мочевых камней



галловая **кислота**
содержится в чае,
дубовой коре



щавелевая **кислота**
некоторые её соли
оседают в почечных
лоханках в виде
песка и камней

Электронные эффекты

Электронные эффекты – это смещение электронной плотности в молекуле под влиянием заместителей

Индукционный эффект ($\pm I$ -эффект) –

это смещение e -плотности в молекулах по цепи σ -связей из-за различий в электроотрицательностях атомов. Обозначается стрелкой.

Группы и атомы, которые оттягивают электроны σ -связи от атома С, называют электроноакцепторами. Их индукционный эффект – **отрицательный ($-I$)**:



Атом или группа атомов, которые оттягивают электроны σ -связи к атому С, называют электродонорными, а индукционный эффект – **положительным ($+I$)**:

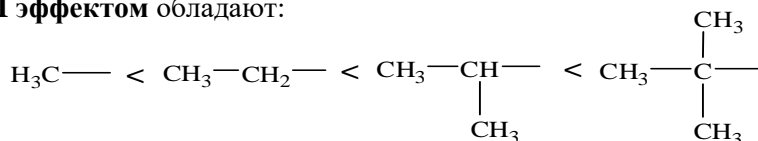


I -эффект затухает в цепи через 3–4 σ -связи.

$-I$ -эффектом обладают:

$-\text{OH}$, $-\text{OR}$, $-\text{CN}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COOR}$, $-\text{NO}_2$, NR_3 , $-\text{C}\equiv\text{CH}$, $-\text{CH}=\text{CH}_2$, др.

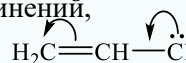
$+I$ эффектом обладают:



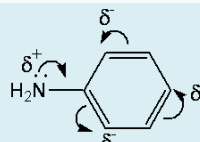
Мезомерный эффект ($\pm M$ -эффект)

(эффект сопряжения) – смещение e -плотности в молекулах по цепи сопряжённых π -связей или неподелённых e -пар атомов (O, S, N).

Изображается изогнутой стрелкой. Характерен для соединений, с кратными связями и атомами с неподелённой e -парой



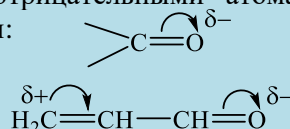
$+M$ -эффект вызывают заместители, которые повышают e -плотность в сопряжённой системе (содержат атомы с неподелённой e -парой и способные к передаче этой e -пары в общую систему сопряжения): NH_2 -, $-\text{OH}$, $-\text{OR}$, $-\text{F}$, $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$



$-M$ -эффект вызывают заместители с электроотрицательными атомами, которые смещают электронную плотность на себя:

NO_2 -, $-\text{C}\equiv\text{N}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COOR}$, $-\text{CONH}_2$

Мезомерный эффект слабо затухает по системе связей



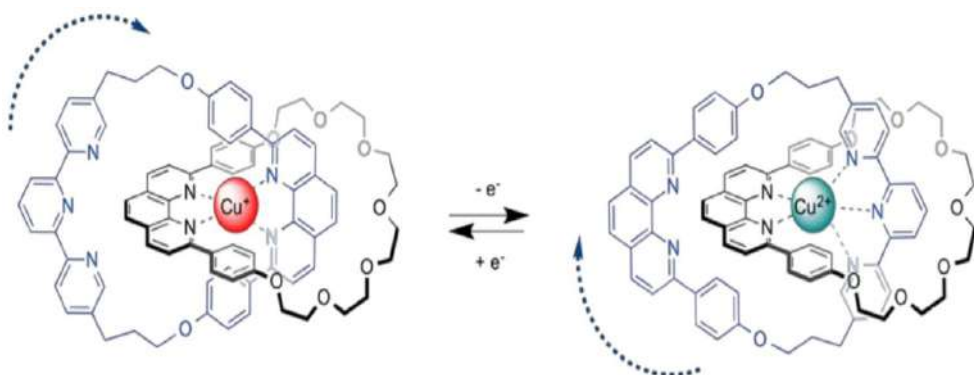
Электронные эффекты заместителей

Заместитель	Индукционный эффект	Мезомерный эффект
CH_3^- , C_2H_5^- , др.	+I	–
$-\text{NH}_2$	–I	+M
$-\text{OH}$	–I	+M
$\text{Hal}-$	–I	+M
$-\text{NO}_2$	–I	–M
>C=O	–I	–M
$-\text{COOH}$	–I	–M
$-\text{SO}_3\text{H}$	–I	–M

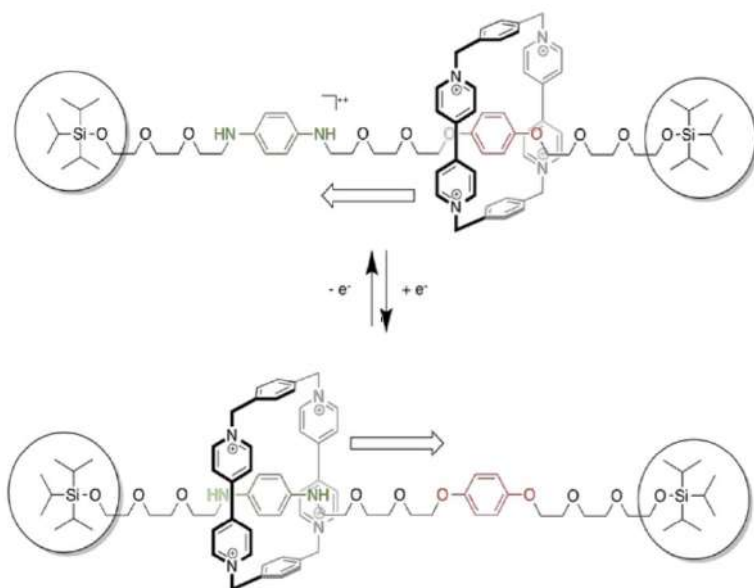
«Молекулярные машины»

Лауреатами Нобелевской премии по химии 2016 года стали Жан-Пьер Соваж (Франция), Фрейзер Стоддарт (США) и Бернард Феринга (Голландия). Премия дана «за дизайн и синтез молекулярных машин» - молекул или молекулярных комплексов, которые могут совершать определённые движения при подаче энергии извне. В «машинах» участвуют **катенаны** – соединения, в которых молекулы соединены не химически, а механически, как кольца, продетые одно в другое.

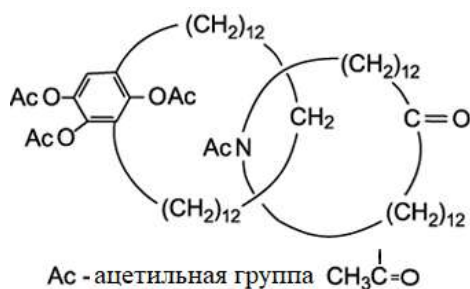
Например, катенан, состоящий из двух колец, и иона меди, который принимает или отдаёт электрон. Медь Cu^+ «предпочитает» связываться с меньшим количеством атомов азота, чем медь Cu^{2+}). На одном из колец есть две области: в одной лиганд с двумя атомами азота, а в другой – с тремя. При окислении или восстановлении меди кольцо, вращаясь, будет цепляться к ней соответствующим регионом. Вращение может идти в обе стороны (изображение с сайта nobelprize.org)



Ротаксан («молекулярный поршень») – состоит из прямой молекулы и положительно заряженного кольца, которое не может «соскочить» с прямой молекулы из-за объёмных кремниевых групп на концах. В прямую молекулу встроены два бензольных кольца: одно между двумя атомами азота, а другое – между двумя атомами кислорода. Атомы азота легко окисляются (отдают электрон), тем самым образуя положительно заряженную молекулу. Атомы кислорода так не могут, но благодаря своей высокой электроотрицательности «стягивают» электронную плотность с бензольного кольца в большей степени, чем нейтральные атомы азота. Положительно заряженное кольцо будет отталкиваться от более положительно заряженной области на прямой молекуле. Когда прямая молекула окислена (сверху), кольцо сдвинется в сторону бензола с атомами кислорода, а когда прямая молекула нейтральна (снизу) — кольцо будет «комфортнее» на бензоле с атомами азота. Изображение с сайта nobelprize.org



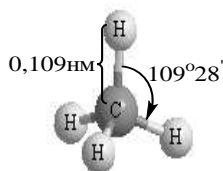
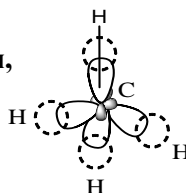
Катенан (от лат. catena – цепь) – это соединения, в которых молекулы соединены не химически, а механически – как кольца, продетые одно в другое. Первый катенан был синтезирован в 1964 г. немецкими химиками Г. Шиллом и А. Люттрингхаусом



АЛКАНЫ C_nH_{2n+2}

(насыщенные, предельные углеводороды, метановые, парафины)

Алканы – углеводороды, которые содержат только σ -связи



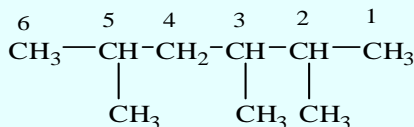
Гибридизация атомов C – sp^3 –

НОМЕНКЛАТУРА

Названия алканов характеризуются суффиксом **–ан**.

Первые четыре углеводорода носят исторически сложившиеся названия; начиная с пятого углеводорода составляются из греческого названия числительного соответствующего числу углеродных атомов. За основу названия берётся самая длинная цепь с наибольшим числом разветвлений. Для названия боковых цепей используются названия алкильных радикалов. Нумерация начинается с того конца, к которому ближе заместитель. Число одинаковых радикалов обозначаются числительными на греческом языке.

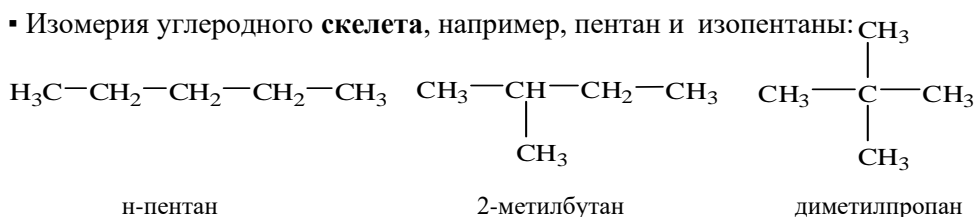
Например:



2,3,5-триметилгексан

ИЗОМЕРИЯ

- Изомерия углеродного **скелета**, например, пентан и изопентаны:



- Стереоизомерия**, когда две молекулы (или их части) совместимы друг с другом только зеркальным отображением

С ростом n число изомеров увеличивается; у $C_{10}H_{22}$ – 75 изомеров (с учётом стереоизомерии 136), у $C_{20}H_{42}$ – 366319 (с учётом стереоизомерии – 3396844)

Применение

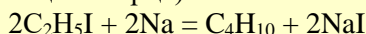
Алканы используются как топливо в виде природного газа и сырья в химической промышленности

Физические свойства

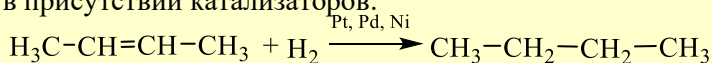
Углеводороды C_nH_{2n+2} с $n = 1-4$ бесцветные газы, $n = 5-17$ – жидкости, при $n > 18$ – твёрдые вещества. Хорошо растворимы в органических растворителях. Нерастворимы в воде. Температуры кипения углеводородов с разветвлённой цепью ниже, чем у нормальных углеводородов

ПОЛУЧЕНИЕ

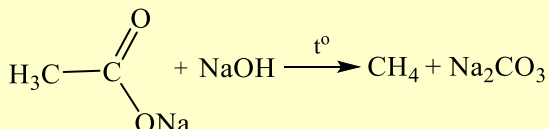
- при действии металлического Na на галогенпроизводные (реакция Вюрца):



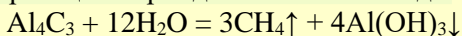
- при восстановлении алкенов или алкинов водородом в присутствии катализаторов:



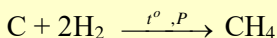
- при сплавлении солей карбоновых кислот со щёлочью:



- при реакции карбида алюминия и воды:



- при нагревании углерода в атмосфере водорода при 400–500°C, давлении:



Ш. А. Вюрц
(1817-1884)

Природные источники алканов – нефть и природный газ.

Различные фракции нефти содержат алканы от C_5H_{12} до $C_{30}H_{62}$. Природный газ состоит из метана (75%), этана и пропана

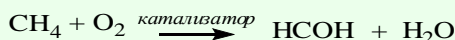
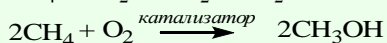
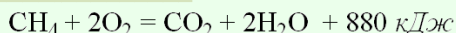
Метан и этан содержатся в атмосферах Юпитера, Сатурна, Урана, Нептуна (до 2%), их находят в метеоритах. На Титане (спутнике Сатурна) существуют метано-этановые озёра, выпадают метановые дожди

Метан содержится в небольшом количестве в атмосфере Земли (менее 0,0001%), вырабатывается бактериями в кишечнике некоторых млекопитающих. У некоторых насекомых вырабатываются высшие алканы ($C_{18}H_{38}$, $C_{29}H_{60}$, $C_{49}H_{102}$) как феромоны (вещества, привлекающие других особей). Некоторые орхидеи привлекают такими веществами насекомых

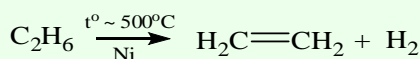
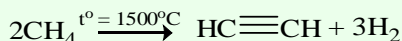
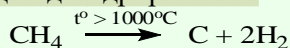
Химические свойства

Большая химическая инертность, неспособность к реакциям присоединения

• реакции окисления:



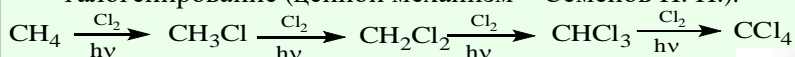
• реакции дегидрирования:



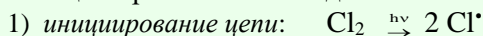
Н. Н. Семёнов
(1896-1986)

• реакции замещения:

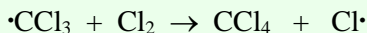
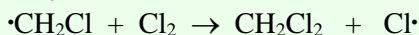
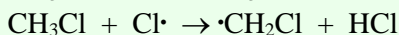
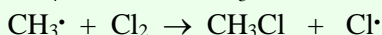
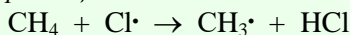
• галогенирование (цепной механизм – Семенов Н. Н.):



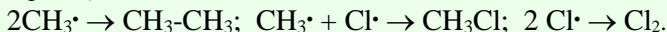
Реакция протекает по стадиям:



2) рост цепи:

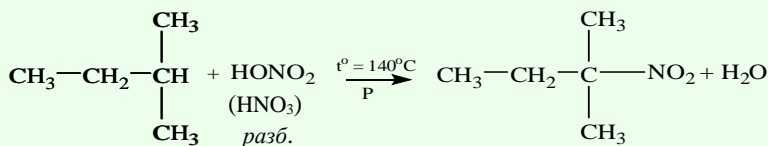


3) обрыв цепи



Суммарное уравнение реакции: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

• реакция нитрования (Коновалов М. И.)



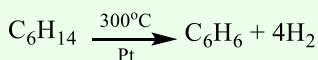
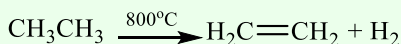
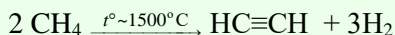
2-нитро-2-метилбутан



М. И. Коновалов
(1858-1906)

• крекинг – разрыв связей C–C (t° , катализатор);

приводит к образованию низших алканов, алкенов и алкинов.



ЦИКЛОАЛКАНЫ C_nH_{2n}

(циклопарафины, цикланы, полиметилены, нафтены)

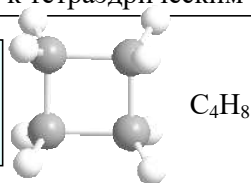
Циклоалканы – предельные углеводороды, с замкнутой углеродной цепью



Каждый атом С в состоянии – sp^3 -гибридизации, образует только σ -связи. Углы между связями зависят от размера цикла. В циклах C_3 и C_4 существует большое напряжение, углы продиктованы геометрией. С увеличением циклов углы все более приближаются к тетраэдрическим

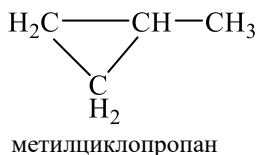
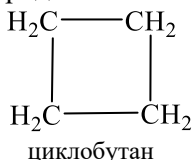
НОМЕНКЛАТУРА

Названия циклоалканов характеризуются приставкой цикло- и суффиксом –ан

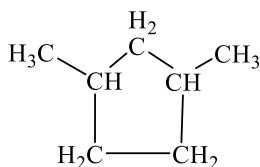


ИЗОМЕРИЯ

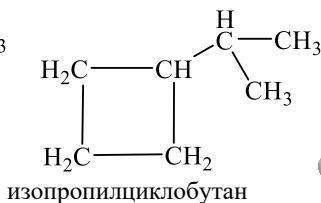
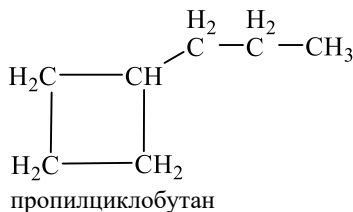
■ углеродного скелета:



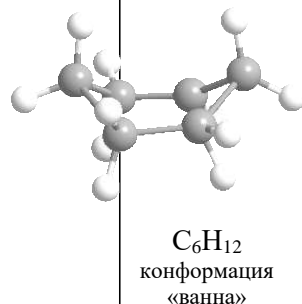
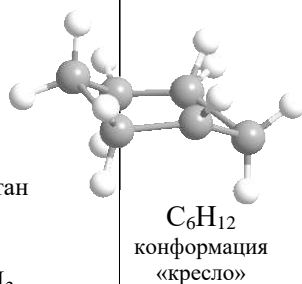
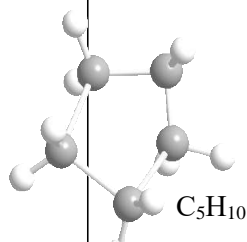
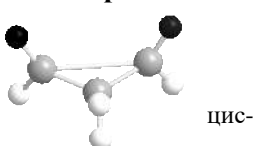
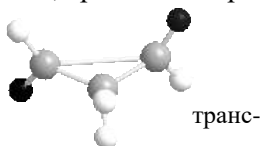
■ положения заместителей в кольце:



■ положения заместителей боковых цепей



■ цис-, транс- изомерия, стереоизомерия

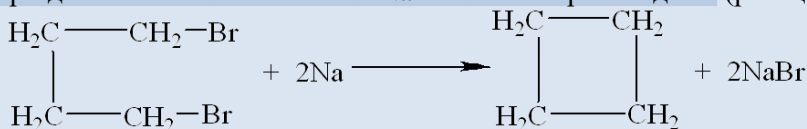


Физические свойства

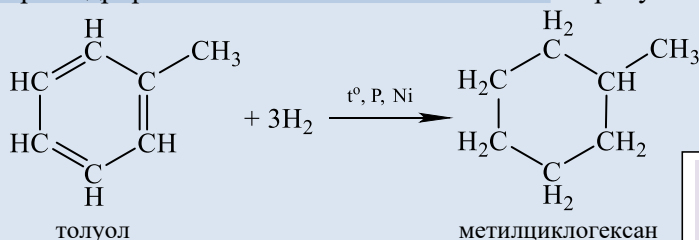
Углеводороды C_nH_{2n} с $n = 3-4$ бесцветные газы, $n = 5-16$ – жидкости, при $n \geq 17$ – твёрдые вещества. Температуры кипения выше, чем у соответствующих алканов

ПОЛУЧЕНИЕ

□ при действии металлического Na на галогенпроизводные (реакция Вюрца):



□ при гидрировании бензола и его гомологов в присутствии катализаторов:

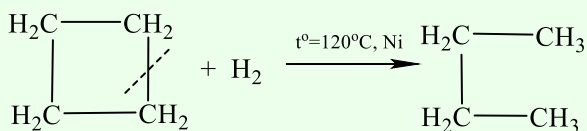


Открыты в 1883 г.
В. В. Марковниковым
в Бакинской нефти

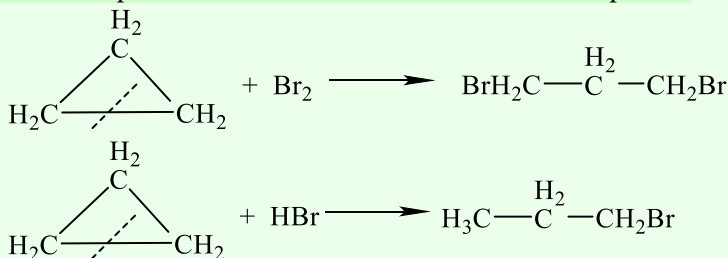
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Малые циклы:

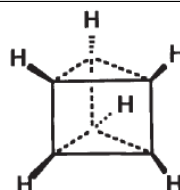
• реакции гидрирования:



• реакции присоединения галогенов и галогенводородов:



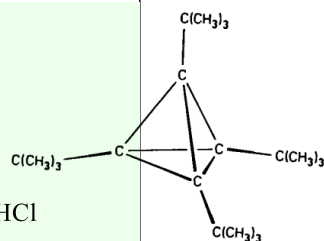
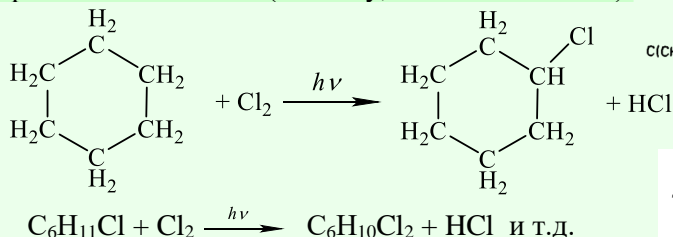
C_6H_6 – призан (бензол Ладенбурга)
синтезирован в 1973 г.
бесцветная жидкость, взрывоопасна



Химические свойства

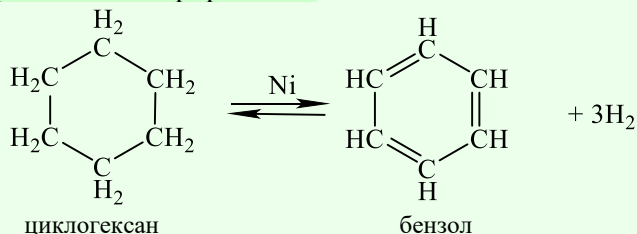
Большие и средние циклы:

- реакции замещения (на свету, цепной механизм):

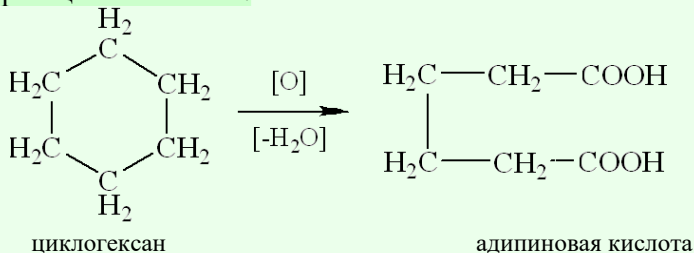


$\text{C}_4(\text{C}_4\text{H}_9)_4$,
тетра-трет-бутилтетраэдран,
синтезирован в 1978 г.

- реакции дегидрирования:



- реакции окисления:



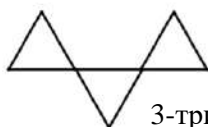
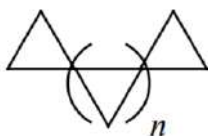
- крекинг – разрыв связей C–C (t° , катализатор); приводит к образованию низших алканов, алкенов и алкинов:



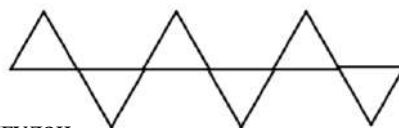
ПРИМЕНЕНИЕ

для синтеза ароматических углеводородов, капролактама, адипиновой кислоты, синтетических волокон, в качестве растворителя

Триангуланы – углеводороды с сочленёнными трёхчленными циклами:



3-триангулан



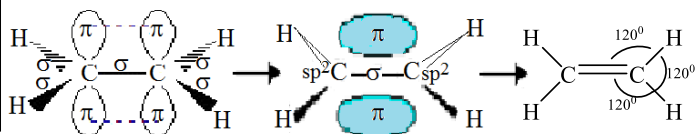
6-триангулан

АЛКЕНЫ C_nH_{2n}

(ненасыщенные, непредельные углеводороды,
этиленовые,олефины)

Алкены – углеводороды, которые содержат двойную связь $C=C$ (σ - и π -связи).

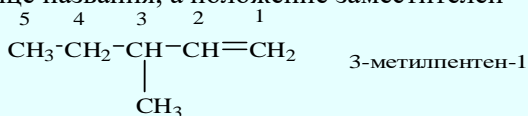
Гибридизация
атомов С с двойной
связью – sp^2 -
валентный угол 120°



НОМЕНКЛАТУРА

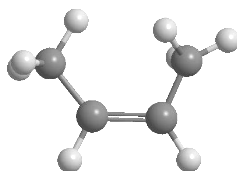
название алкенов характеризуются суффиксом **–ен**.

Наиболее длинная углеродная цепь с двойной связью имеет название от соответствующего алкана. Нумерация цепи начинается с атома С, к которому ближе двойная связь. Положение двойной связи указывается в конце названия, а положение заместителей – в начале. Например:

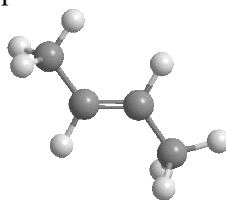


ИЗОМЕРИЯ

- изомерия углеродного **скелета**: $H_3C-CH=CH-CH_3$, $CH_3-\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}=CH_2$
бутен-2 2-метилпропен
- изомерия **положения** двойной связи:
 $H_3C-CH=CH-CH_3$, $H_2C=CH-CH_2-CH_3$
бутен-2 бутен-1
- **пространственная** (цис-, транс-) изомерия:



цис-бутен-2



транс-бутен-2

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

почти не отличаются от физических свойств соответствующих алканов. Температуры кипения лишь на несколько градусов ниже, чем у алканов

ПРИМЕНЕНИЕ

Источники для органического синтеза. Этилен – для получения полиэтилена, этилового спирта, винилхлорида, стирола, этиленгликоля, др., ускорения созревания плодов в теплицах. Пропилен – для получения ацетона, глицерина, кумола, акрилонитрила, фенола

Некоторые
низшие алкены
обладают
наркотическим
действием

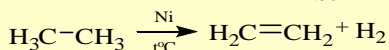
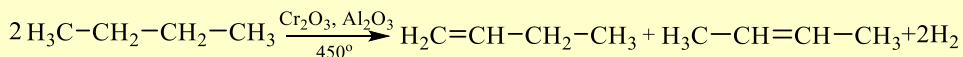
Иоганн Бехер впервые
получил этилен в 1669 г.
действием серной *кислоты*
на этиловый спирт



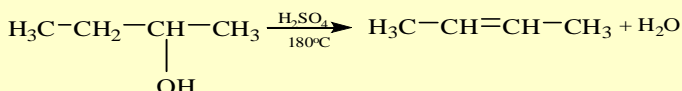
Иоганн Иохим Бехер
(1635-1682)

ПОЛУЧЕНИЕ

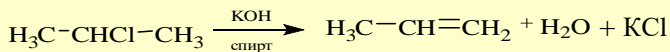
- при перегонке продуктов крекинга нефти (~600°C).
- при дегидрировании алканов:



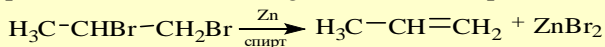
- при дегидратации спиртов:



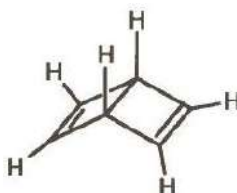
- при действии спиртовых растворов *щелочей* на галогеналканы:



- при действии Zn или Mg на дигалогенпроизводные алканов:



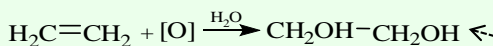
C_6H_6 – дьюаровский бензол,
синтезирован в 1963 г.



Химические свойства

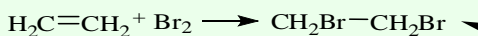
- реакции **окисления**, [O] – окислитель, KMnO_4 , O_3 , др.:

$$\text{C}_n\text{H}_{2n} + 3n/2 \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$$

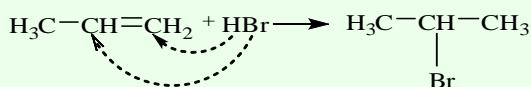


- реакции **присоединения**

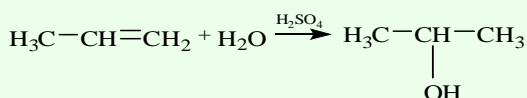
- галогенов:



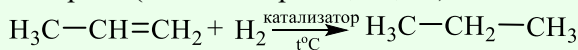
- галогеноводородов (правило Марковникова):



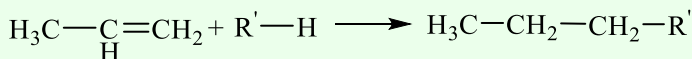
- воды:



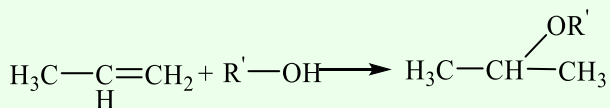
- водорода (катализатор – Pt, Pd, Ni):



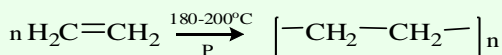
- алканов (катализатор HF или H_2SO_4 , низкие температуры)



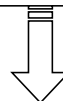
- спиртов



- реакции **полимеризации**:



Качественные
реакции
на двойную связь



Обесцвечивание
раствора
перманганата калия

бромной воды

Обесцвечивание
бромной воды



В. В. Марковников
(1838-1904)

Правило Марковникова

при присоединении полярных молекул типа HX к несимметричным алкенам и алкинам атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода

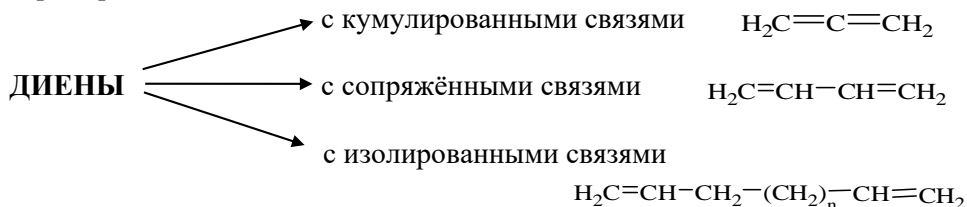
АЛКАДИЕНЫ C_nH_{2n-2}

(диеновые углеводороды, диены)

Алкадиены – это углеводороды, которые содержат **две** двойные связи $C=C$ (σ - и π -связи).

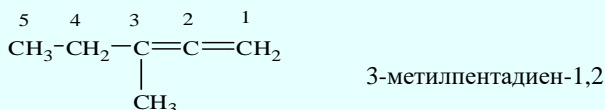
Гибридизация
атомов C с двойной
связью – sp^2 -
валентный угол 120°

Например



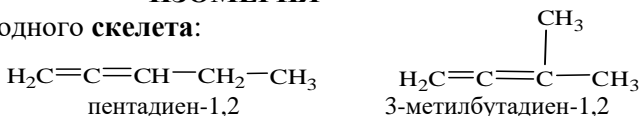
НОМЕНКЛАТУРА

Названия алкадиенов характеризуются суффиксом –**диен**. Выбирается наиболее длинная углеродная цепь с двойными связями, нумеруют с того конца, при котором сумма номеров положений двойных связей минимальна. Положение двойных связей указывается в конце названия, а положение заместителей – в начале. Например:

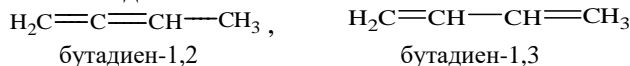


ИЗОМЕРИЯ

- изомерия углеродного скелета:



- изомерия **положения** двойной связи:



- пространственная** изомерия (цис-, транс-)

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

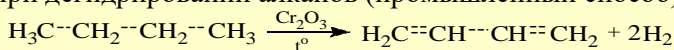
аналогичны физическим свойствам алкенов

ПРИМЕНЕНИЕ

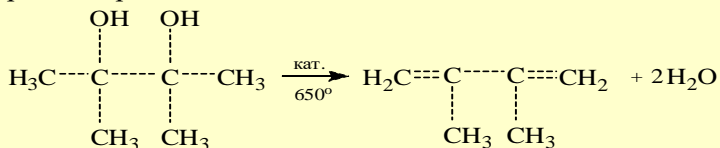
Для получения каучуков, электроизоляционных материалов, медицинских приборов, синтеза каучуков

ПОЛУЧЕНИЕ

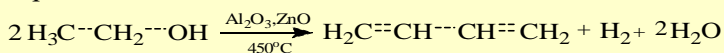
- при фракционной перегонке нефти;
- при дегидрировании алканов (промышленный способ):



- при дегидратации диолов:



- по реакции Лебедева:

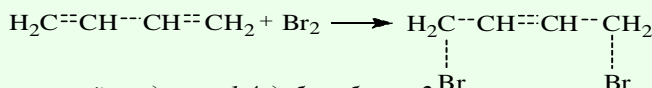


С. В. Лебедев
(1874-1934)

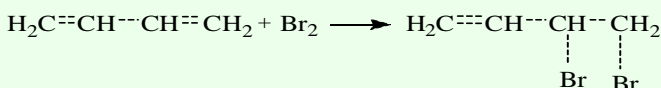
Химические свойства

- реакции присоединения

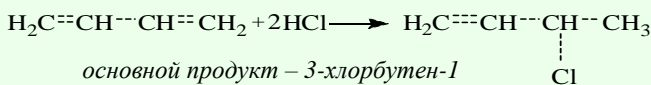
- галогенов:



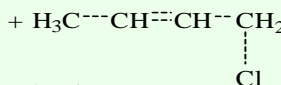
основной продукт – 1,4-дибромбутен-2



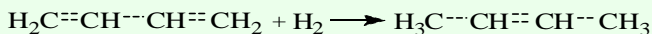
- галогеноводородов (правило Марковникова):



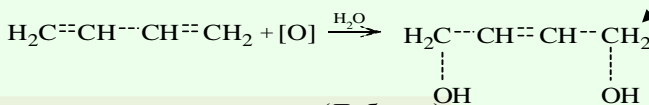
основной продукт – 3-хлорбутен-1



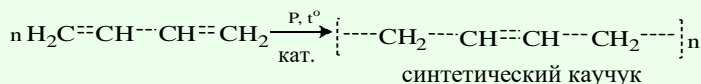
- водорода (катализатор – Pt, Pd, Ni):



- реакции окисления:



- реакции полимеризации (Лебедев):



Обесцвечивание
бромной воды

Обесцвечивание
раствора
перманганата
калия

Качественные
реакции
на двойную связь

АЛКИНЫ C_nH_{2n-2}

(ненасыщенные углеводороды, ацетиленовые, этиновые)

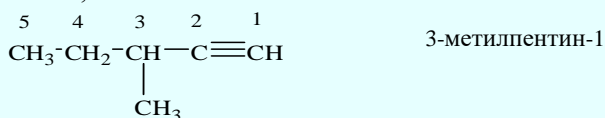
Алкины – углеводороды, которые содержат тройную связь $C\equiv C$ (одна σ - и две π -связи).

Гибридизация атомов С с тройной связью – sp -, валентный угол 180°

НОМЕНКЛАТУРА

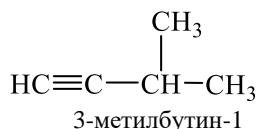
название алкинов характеризуются суффиксом **-ин**.

Наиболее длинная углеродная цепь с тройной связью имеет корень от названия соответствующего алкана, нумерация цепи начинается с атома С, к которому ближе тройная связь. Положение тройной связи указывается в конце названия, а положение заместителей – в начале. Например:

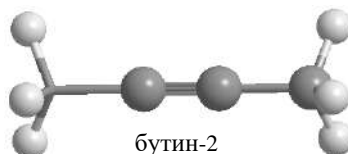
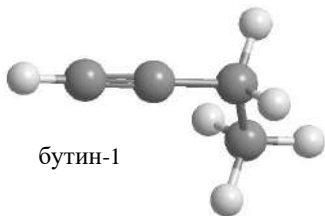
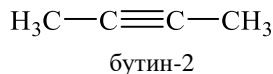
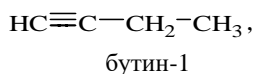


ИЗОМЕРИЯ

- изомерия углеродного **скелета**:

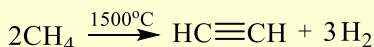


- изомерия **положения** тройной связи:

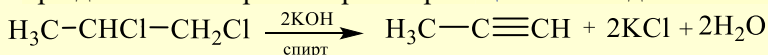


ПОЛУЧЕНИЕ

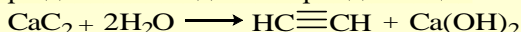
- при пиролизе метана (промышленный способ):



- при действии спиртовых растворов **щелочей** на дигалогеналканы:



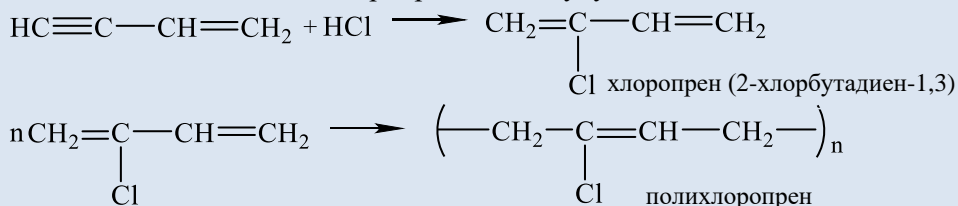
- при действии воды на карбид кальция:



ПРИМЕНЕНИЕ

Алкины широко применяют в химической промышленности.

Этин (ацетилен) применяют для сварки металлов (температура $\sim 2500^\circ\text{C}$), производстве поливинилхлорида, уксусного альдегида, винилацетилена и хлоропренового каучука:



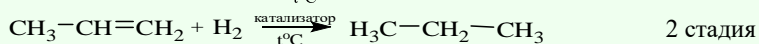
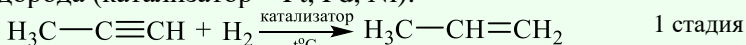
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Углеводороды с $n = 2-4$ – газы, $n = 5-16$ – жидкости, с $n \geq 17$ – твёрдые вещества. Температуры кипения и плавления немного выше, чем у соответствующих алкенов. Плохо растворимы в воде, растворимы в органических растворителях

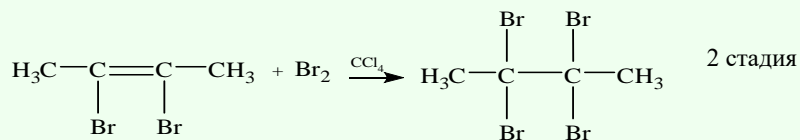
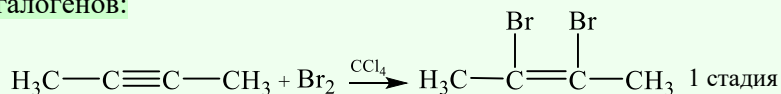
Химические свойства

• реакции присоединения

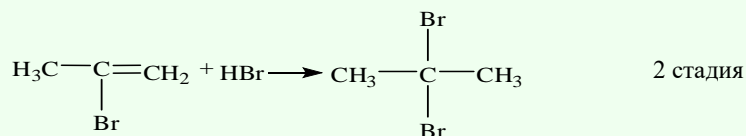
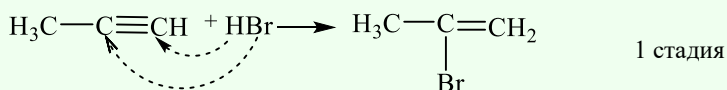
- водорода (катализатор – Pt, Pd, Ni):



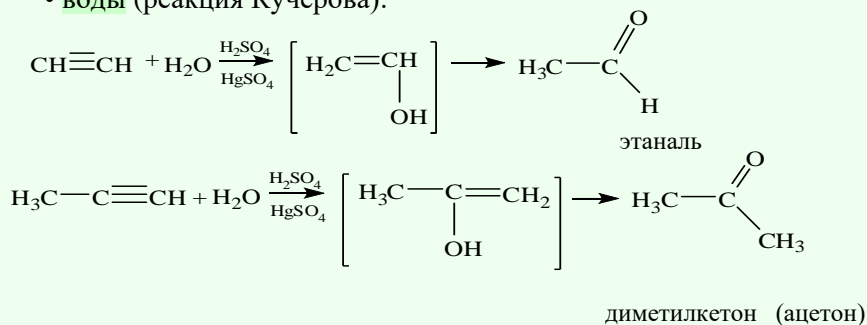
- галогенов:



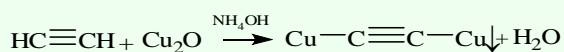
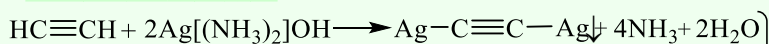
- галогеноводородов (правило Марковникова):



- **воды** (реакция Кучерова):

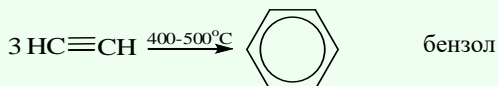
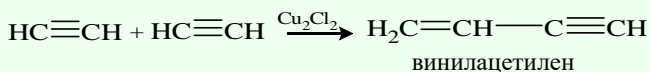


- **кислотные свойства:**

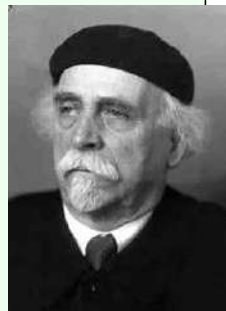
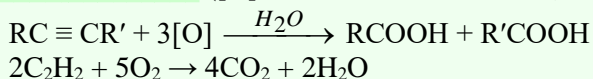


Качественные
реакции
на тройную
связь

- **реакции димеризации и тримеризации**
(реакция Зелинского):

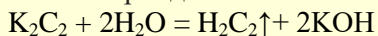


- **реакции окисления** ([O] – окислитель – KMnO_4 , O_3 , др.):



Н. Д. Зелинский
(1861-1953)

Впервые ацетилен был получен в 1836 году Эдмундом Дэви (двоюродным братом знаменитого английского химика Гемфри Дэви) при нагревании уксуснокислого калия с древесным углем и последующей реакцией с водой образовавшегося карбида калия:



Эдмунд Дэви
(1785-1857)

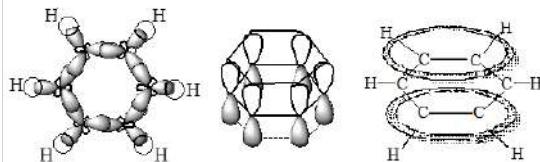
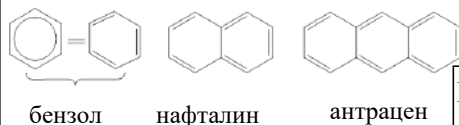
В природе алкины практически не встречаются. Ацетилен обнаружен в атмосфере Урана, Юпитера, Сатурна. Алкины обладают слабым наркотическим действием. Жидкие алкины вызывают судороги

АРЕНЫ



(ароматические углеводороды, углеводороды бензольного ряда)

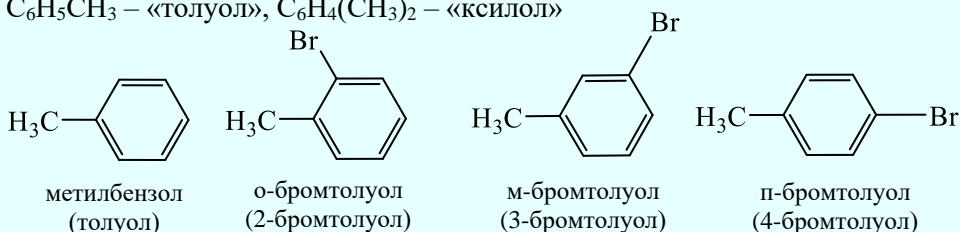
Арены – это углеводороды, которые содержат одно или несколько бензольных колец (ядер):



Гибридизация атомов С – sp^2 -, валентный угол 120° . Одновременно происходит сопряжение *p*-электронов с образованием π -облака над и под кольцом

НОМЕНКЛАТУРА

Название гомологов бензола состоит из названия заместителя + «бензол». Положение заместителей обозначают приставками *орто*-, *мета*-, *пара*- (о-, м-, п-) или цифрами. Радикал C_6H_5 – называется «фенил», $C_6H_5CH_3$ – «бензил». Многие арены имеют тривиальные названия. Например, $C_6H_5CH_3$ – «толуол», $C_6H_4(CH_3)_2$ – «ксилол»



Термин «ароматические углеводороды» связан с тем, что многие из аренов обладают приятным запахом. Сейчас термины «ароматический, ароматичность» отражают факт сопряжения связей в кольце, делокализацией π -электронов в циклической системе

ИЗОМЕРИЯ

Изомерия заместителей и их положения:



Физические свойства

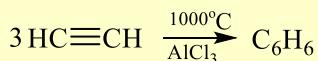
Низкомолекулярные – бесцветные жидкости с характерным запахом, нерастворимые в воде, но хорошо растворимые в органических растворителях. Горят коптящим пламенем. Плотность, температуры кипения и плавления выше, чем у алканов и алкенов

Применение

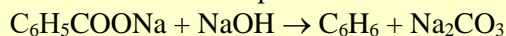
для получения красителей, медикаментов, инсектицидов, взрывчатых веществ, растворителей, ядохимикатов, полистирола и фенолформальдегидных смол

ПОЛУЧЕНИЕ

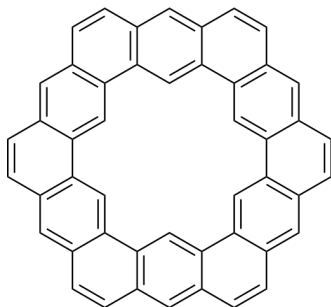
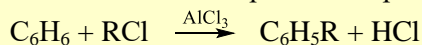
- при пиролизе каменноугольной смолы
- при перегонке нефти («ароматизации» алканов нефти):
- при тримеризации этина (реакция Зелинского):



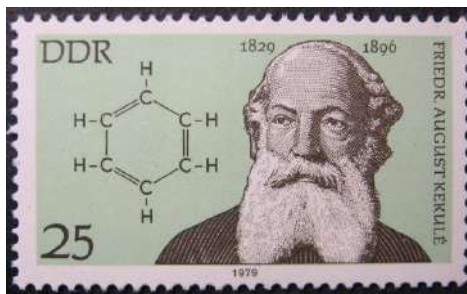
- при сплавлении солей ароматических кислот со щёлочью:



- гомологи бензола – по реакции Фриделя – Крафтса:



кекулен, $\text{C}_{48}\text{H}_{24}$



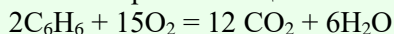
Кекуле А.-Ф. фон Страдониц
(1829-1896)

Кекуле предложил (1865 г.) циклическую структурную формулу бензола в виде правильного шестиугольника с чередованием простых и двойных связей.

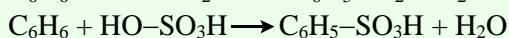
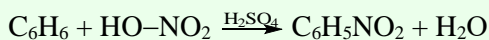
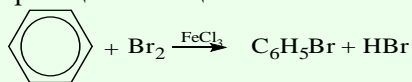
В 1978 г. был синтезирован углеводород, который назвали в честь Кекуле кекуленом. Он состоит из 12 сконденсированных друг с другом бензольных колец в форме шестиугольника

Химические свойства

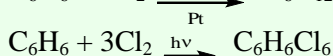
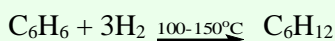
- реакции окисления – бензол устойчив к окислению; на воздухе бензол и гомологи горят коптящим пламенем:



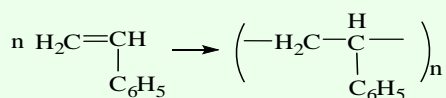
- реакции замещения:



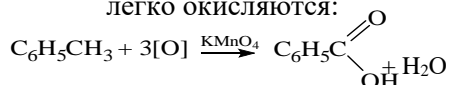
- реакции присоединения:



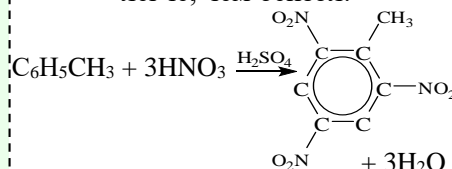
- реакции полимеризации для стирола:



Гомологи бензола
легко окисляются:



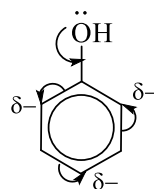
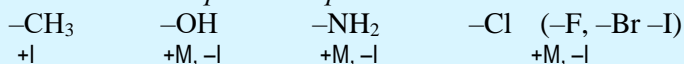
Гомологи бензола
вступают в реакции значительно
легче, чем бензол:



Заместители нарушают π-электронное облако в бензольном ядре

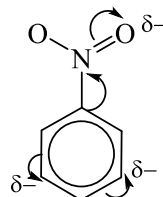
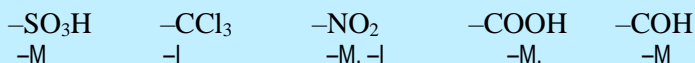
Электронодонорные заместители (ориентанты) проявляют +М и –I-эффекты, повышают электронную плотность в *орто*- и *пара*- положениях. Алкильные группы не участвуют в общем сопряжении, но проявляют +I-эффект, происходит аналогичное перераспределение π-электронной плотности

Ориентанты первого рода направляют заместители
в *орто*- и *пара*- положения:



Электроакцепторные заместители проявляют –М-эффект и снижают электронную плотность в сопряжённой системе

Ориентанты второго рода направляют заместители
в *мета*- положения:



УГЛЕВОДОРОДЫ

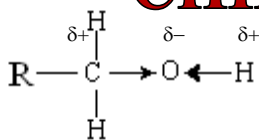
(сравнительная

	Алканы	Алкены
Общая формула	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}
Тип гибридизации	sp^3 -	sp^2 -
Валентный угол	$109^\circ 28'$	120°
Тип связи	C–C: σ -, C–H: σ -	C=C: одна σ -, одна π -
Длина связи (нм)	C–C 0,154 C–H 0,110	C=C 0,133 C–C 0,154
Расположение связей	–C: тетраэдрическое	=C: плоско-тригональное
Изомерия	▪ углеродного скелета	▪ углеродного скелета ▪ положения связей C=C ▪ пространственная цис-транс-
Физические свойства	C ₁ -C ₄ – бесцветные газы, C ₅ -C ₁₈ – жидкости, с n>18 – твёрдые вещества, нерастворимы в воде, растворимы в органических растворителях	аналогичны физическим свойствам алканов
ХИМИЧЕСКИЕ		
Механизм/ /тип реакций	свободно-радикальный	электрофильное присо- единение по π -связи
дегидрирования	$2CH_4 \xrightarrow{t^\circ \sim 1500^\circ} C_2H_2 + 3H_2$	—
изомеризации	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} H_3C-\underset{\substack{ \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CH_3$	—
замещения	<ul style="list-style-type: none"> • на –Hal (t°, $h\nu$), – р. Семёнова • на –NO₂ (t°, p) – р. Коновалова • на –SO₂OH (t°) 	—
окисления	<ul style="list-style-type: none"> • $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 + 2H_2O$, • $CH_4 + O_2 \xrightarrow{500^\circ \text{ кат.}} H-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H + H_2O$ 	<ul style="list-style-type: none"> • $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ • $H_2C=CH_2 \xrightarrow{[O]} HO-CH_2-CH_2-OH$
с H ₂ O (пар)	$CH_4 + H_2O \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} CO + 3H_2$	—
присоединения	—	<ul style="list-style-type: none"> • $H_2C=CH_2 + H_2 \rightarrow H_3C-CH_3$ • $H_2C=CH_2 + Cl_2 \rightarrow H_2ClC-CH_2Cl$ • $H_2C=CH-CH_3 + HCl \rightarrow H_3C-CHCl-CH_3$ • $H_2C=CH-CH_3 + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} H_3C-CH(OH)-CH_3$
полимеризации	—	$n H_2C=CH_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} \rightarrow [-CH_2-CH_2-]_n$

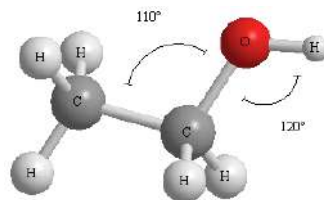
таблица)

Алкадиены	Алкины	Арены
C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-6}
sp^2 -	sp -	sp^2 -
120°	180°	120°
две σ - и две π -	одна σ - и две π -	шесть σ - и шесть π -
$C \div C$ 0,133 – 0,146	$C \equiv C$: 0,120	$C \div C$: 139
$=C$ плоско-тригональное	$\equiv C$ – линейное	плоско-тригональное
<ul style="list-style-type: none"> углеродного скелета положение связей $C=C$ пространственная 	<ul style="list-style-type: none"> углеродного скелета положение связей $C \equiv C$ 	<ul style="list-style-type: none"> заместителей их положения (о-, м-, п-)
аналогичны физическим свойствам алканов и алкенов	C_2, C_3, C_4 – газы; физические свойства аналогичны свойствам алканов и алкенов	низшие члены – бесцветные жидкости с запахом, нерастворимы в воде, растворимы в органических растворителях, горят коптящим пламенем, t° кипения и плавл. выше, чем у алканов и алкенов
РЕАКЦИИ		
электрофильное присоединение по π -связи		ионный
—	—	—
—	—	—
—	<ul style="list-style-type: none"> замещение H на Na^+, Ag^+, Cu^{2+} 	$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{FeBr_3} C_6H_5Br + HBr$ $C_6H_6 + CH_3Br \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5CH_3 + HBr$ $C_6H_6 + HONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$
аналогично алкенам	<ul style="list-style-type: none"> $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$ $HC \equiv CH + 4[O] \xrightarrow{H_2O, t^\circ} HOOC-COOH$ 	<ul style="list-style-type: none"> $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$ $C_6H_5CH_3 + 3[O] \rightarrow C_6H_5C(=O)OH + H_2O$
—	—	—
аналогично алкенам		<ul style="list-style-type: none"> $C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{P, t^\circ, Ni} C_6H_{12}$ $C_6H_6 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu, v} C_6H_5Cl + HCl$
$n H_2C=CH-CH=CH_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}}$ $\left[-CH_2-CH=CH-CH_2- \right]_n$ (р. Лебедева)	<ul style="list-style-type: none"> линейная: $2 HC \equiv CH \xrightarrow{Cu_2Cl_2} H_2C=CH-C \equiv CH$ циклическая: $3C_2H_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} C_6H_6$ 	$n H_2C=CH \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} \left(-CH_2-\underset{C_6H_5}{\underset{ }{CH}}- \right)_n$

СПИРТЫ $C_nH_{2n+1}OH$



(алкоголи)

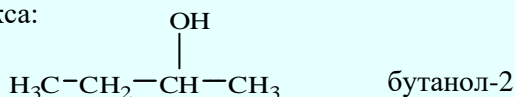


Спирты – производные углеводородов, которые содержат одну или несколько гидроксильных групп $-OH$

НОМЕНКЛАТУРА

Наличие группы $-OH$ характеризуется суффиксом **-ол**.

Название спиртов состоит из названия соответствующего углеводорода, к которому добавлен суффикс **-ол** с указанием положения группы $-OH$. Нумерацию углеродных атомов начинают с того конца, к которому ближе группа $-OH$. Положение группы $-OH$ указывают через дефис после суффикса:

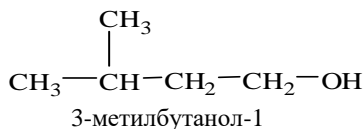
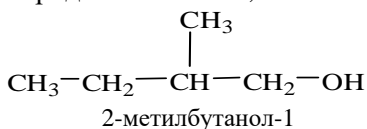


Когда групп несколько, добавляют приставку ди- или три-.

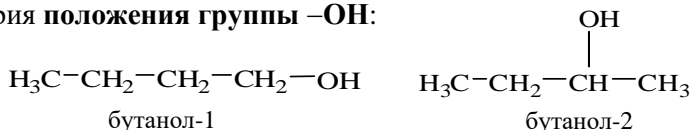
Например: CH_3-CH_2-OH – этанол, CH_2OH-CH_2OH – этандиол-1,2

ИЗОМЕРИЯ

- Изомерия углеродного **скелета**,



- Изомерия **положения группы $-OH$** :



Спирты́ (от лат. *spiritus* – «дух»; *алкого́ль*, от арабск. *الكحول* *аль-кухуль* – «порошок»)

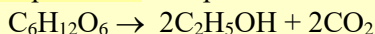
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Все спирты бесцветны. Спирты с $n < 15$ – жидкости, при $n > 15$ – твёрдые вещества. В сравнении с углеводородами, спирты менее летучи, лучше растворимы в воде, имеют более высокие температуры плавления

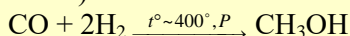
Одноатомные предельные спирты вводят организм в наркотическое или гипнотическое состояние, оказывают токсическое действие

ПОЛУЧЕНИЕ

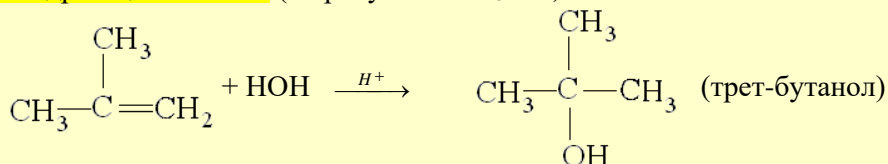
- При брожении сахаристых веществ (производство этанола):



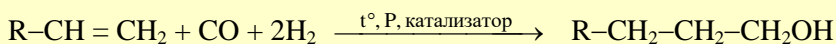
- При гидрировании оксида углерода(II) (промышленный способ получения метанола):



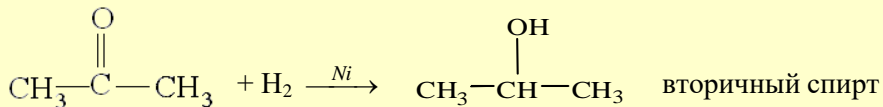
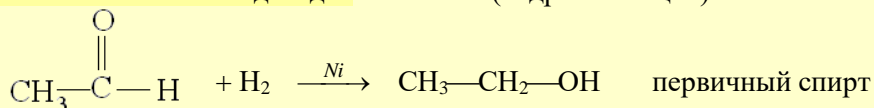
- При гидратации алкенов (в присутствии H_3PO_4).



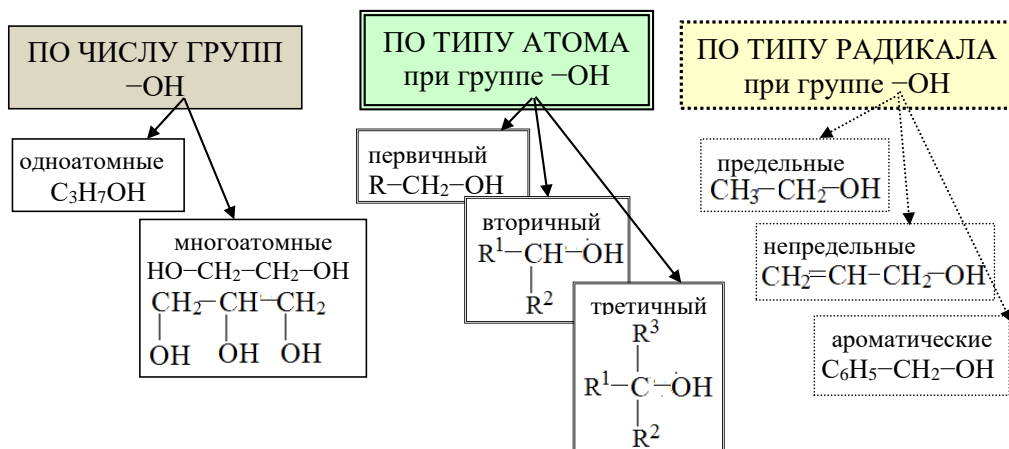
- При взаимодействии алкенов с оксидом углерода(II) и водородом:



- При восстановлении альдегидов и кетонов (гидрогенизация)



КЛАССИФИКАЦИЯ СПИРТОВ



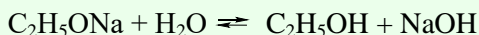
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

• Реакции с разрывом связи RO—H (кислотные свойства)

Кислотность увеличивается с увеличением поляризации связи O—H

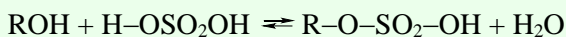
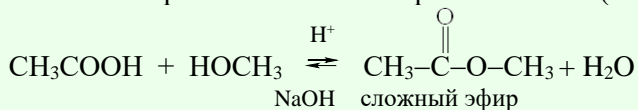
• со щелочными металлами:

$2ROH + 2Na = 2RONa + H_2\uparrow$ алкоголяты – твёрдые кристаллические вещества
гидролиз алкоголятов:

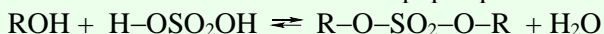


этилат натрия

• с **кислотами** органическими и неорганическими (этерификация)



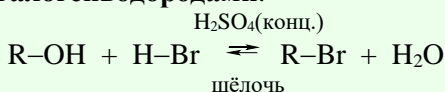
кислый эфир серной кислоты



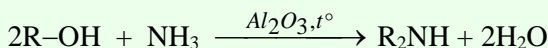
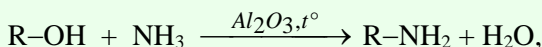
средний эфир серной кислоты

• Реакции с разрывом связи R—OH

• с галогенводородами:



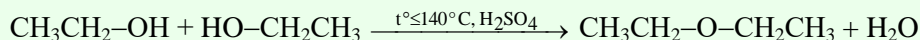
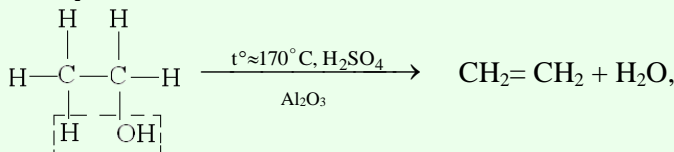
• с аммиаком (с образованием аминов):



• Реакции с разрывом связи R—OH и участием атома Н

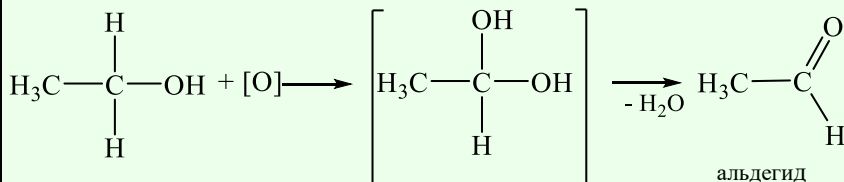
(соседнего или ближайшего)

• дегидратация:

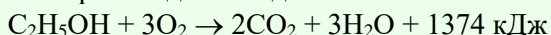


• окисление (отщепление 2-х атомов Н и окисление их до H₂O):

окислители: $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$, катализаторы: Cu, Pt



• горение происходит с выделением большого количества теплоты:



Многоатомные спирты

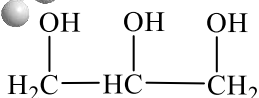
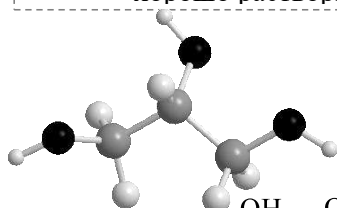
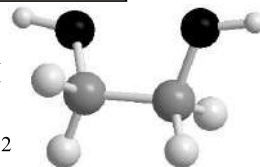
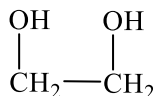
Многоатомные спирты – соединения, которые содержат две или более групп –ОН

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Вязкие жидкости, сладкие на вкус, хорошо растворимые в воде и плохо – в органических растворителях

Этиленгликоль (этандиол-1,2)

жидкость, $t^{\circ}\text{кипения } 197^{\circ}\text{C}$, сладкого вкуса, хорошо растворима в воде



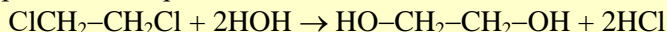
Глицерин (пропантриол-1,2,3)

маслянистая жидкость, $t^{\circ}\text{кипения } 290^{\circ}\text{C}$, сладкого вкуса, гигроскопична, хорошо растворима в воде.

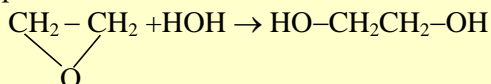
Основа природных масел и жиров

ПОЛУЧЕНИЕ ЭТИЛЕНГЛИКОЛЯ

- гидролиз дихлорэтана

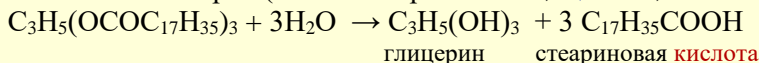


- гидролиз оксида этилена с водой:

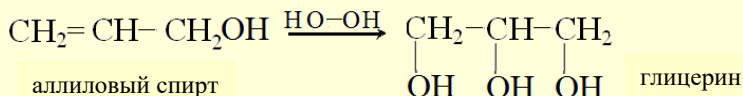
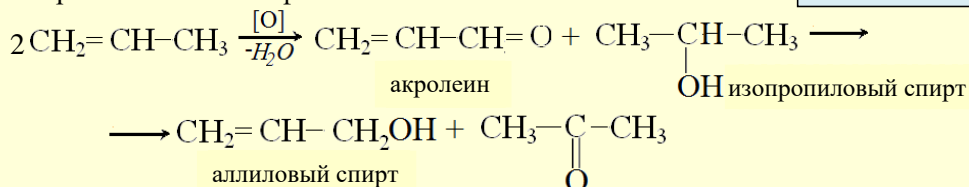


ПОЛУЧЕНИЕ ГЛИЦЕРИНА:

- Омылением жиров (катализатор: **кислоты**, **щёлочи**, **энзимы**):



- При окислении олефинов по схеме:

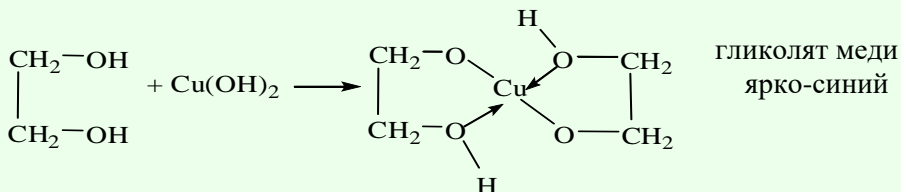
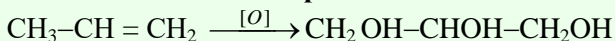


Глицерин впервые был получен в 1779 г. Карлом Шееле при омылении жиров в присутствии оксидов свинца

Химические свойства

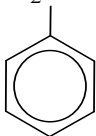
аналогичны свойствам одноатомных спиртов.

Качественная реакция на многоатомные спирты:



Ароматические спирты

Ароматические спирты – производные аренов, которые содержат гидроксильные группы в боковой цепи



бензиловый спирт

Применение

Спирты используются для получения синтетических каучуков и растворителей, лакокрасочных средств, в качестве антифризов, топлива, в парфюмерии. Глицерин – в производстве моющих и косметических средств, фармакологии и производстве взрывчатых веществ. Этанол – важнейшее сырьё для пищевой промышленности

Для получения синтетических каучуков и растворителей, в качестве
Многие спирты – участники биохимических процессов в живых организмах.
антифризов, в парфюмерии.

Спиртами являются некоторые витамины (витамин А – ретинол и витамин D – эргокальциферол) и некоторые гормоны (эстрадиол, кортизол).

Глицерин – основа природных липидов – источников энергии для организма

Этанол известен с глубокой древности ~за 8000 лет до н.э. люди были знакомы с действием перебродивших фруктов.

На территории современного Китая найдены свидетельства производства ферментированных смесей из риса, мёда и винограда от 6500 до 7000 гг. до н. э.

Впервые спирт из вина получили в VI–VII веках арабские химики.

В Европе этиловый спирт был получен из продуктов брожения в XI–XII веке, в Италии. В Россию спирт попал в 1386 г. – генуэзское посольство привезло его с собой под названием «аква вита» и подарило великокняжескому двору

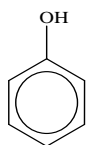
ФЕНОЛЫ $C_nH_{n-1}OH$, $C_nH_{n-x}(OH)_x$

Фенолы – это производные ароматических углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп, непосредственно связанных с бензольным ядром

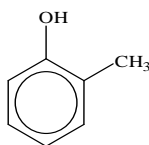
одноатомные фенолы

двухатомные

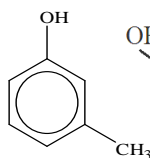
трёхатомные



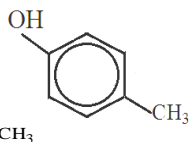
фенол



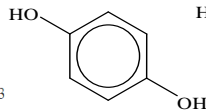
о-крезол



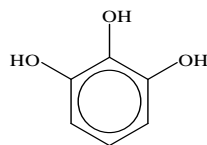
м-крезол



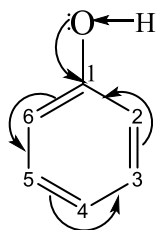
п-крезол



гидрохинон



пирогаллол



Электронное строение:

Электронная плотность от атома кислорода оттянута к ядру и от водорода к кислороду.

Гидроксильная группа обладает **кислотными** свойствами

НОМЕНКЛАТУРА

Тривиальное название «фенол». Нумерация атомов С бензольного кольца начинают от атома, непосредственно связанного с гидроксильной группой

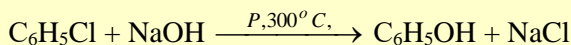
ИЗОМЕРИЯ

- различное строение боковых цепей,
- различное взаимное расположение заместителей

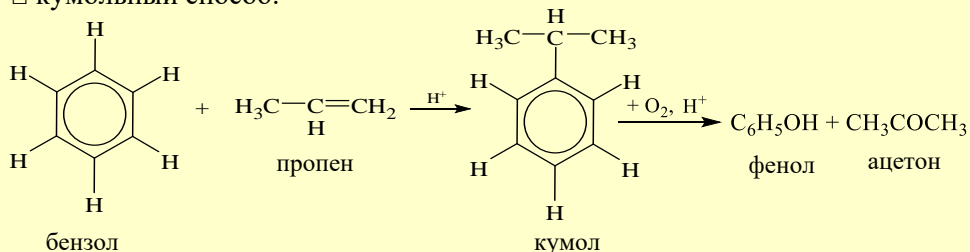
ПОЛУЧЕНИЕ

□ из каменноугольной смолы

□ из галогенбензолов:



□ кумольный способ:

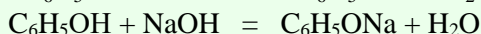
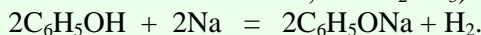


ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

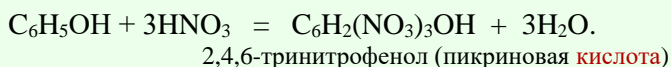
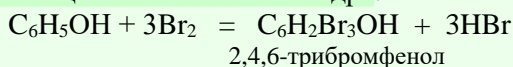
Фенолы – бесцветные кристаллические вещества с характерным запахом, ядовиты. Фенол ($t^{\circ}\text{плавления} = 42^{\circ}\text{C}$) малорастворим в холодной воде, но при 70°C растворим неограниченно. Токсичен, вызывает ожоги, является антисептиком. На воздухе окисляется (краснеет)

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

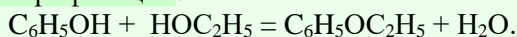
- Реакции взаимодействия со **щелочами** и щелочными металлами (**кислотные** свойства более слабые, чем H_2CO_3):



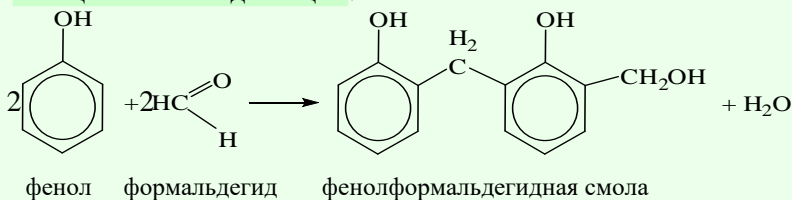
- Реакции замещения в бензольном ядре:



- Реакции этерификации:



- Реакции поликонденсации:



ПРИМЕНЕНИЕ

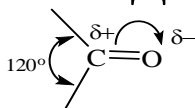
для получения фенолформальдегидных пластмасс, фенолальдегидных и эпоксидных смол, красителей, пестицидов и бактерицидов. В медицине фенолы используют как лекарства (фенол, резорцин, салол, адреналин, папаверин, аспирин, салициловая кислота, фенолфталеин, витамины Е и Р)

Аминокислота тирозин – производное фенола, α -амино- β -(*p*-гидроксифенил)пропионовая **кислота**, входит в состав практически каждой белковой молекулы

Тирозин подавляет аппетит, способствует уменьшению отложения жиров, способствует выработке меланина и улучшает функции надпочечников, щитовидной железы и гипофиза



АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ $C_nH_{2n}O$



(карбонильные соединения)

Соединения с карбонильной группой $>C=O$ называются карбонильными.

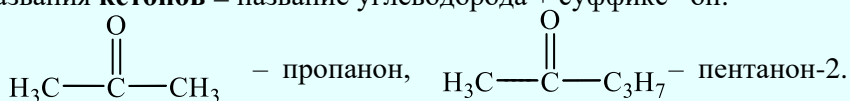
Они разделяются на **альдегиды** $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$ и **кетоны** $R_1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R_2$

НОМЕНКЛАТУРА

Названия **альдегидов** = название углеводорода + суффикс –аль: $HCOH$ – метаналь, CH_3COH – этаналь.

Тривиальные названия **альдегидов** происходят от тривиальных названий **кислот**. $HCOH$ – муравьиный альдегид (формальдегид), CH_3COH – уксусный альдегид.

Названия **кетонов** = название углеводорода + суффикс –он:



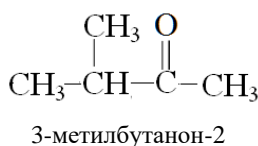
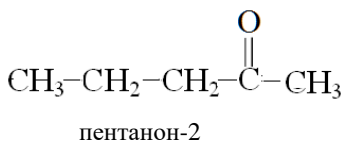
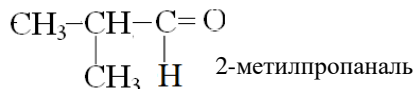
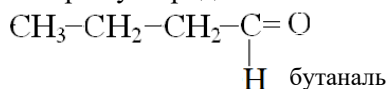
Рациональные названия **кетонов** =

= название радикала углеводорода + «кетон»:

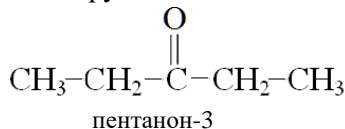
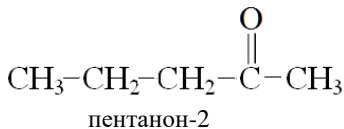
диметилкетон (ацетон), метилэтилкетон

ИЗОМЕРИЯ

Изомерия углеродного **скелета**:

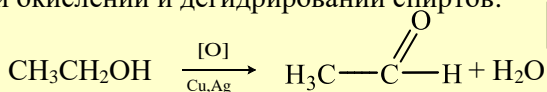


у кетонов – ещё и положения карбонильной группы.

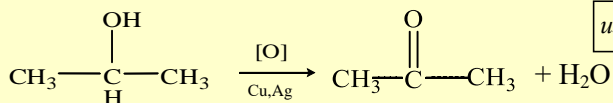


ПОЛУЧЕНИЕ

- При окислении и дегидрировании спиртов:

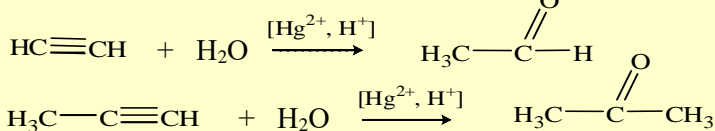


из первичного спирта – альдегид

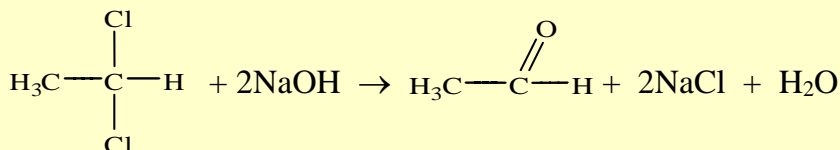


из вторичного спирта – кетон

- При гидратации алкинов (реакция Кучерова):



- При **щелочном** гидролизе дигалогенпроизводных:



- При пиролизе солей карбоновых **кислот** с двухвалентными металлами:
 $(\text{RCOO})_2\text{Ca} \xrightarrow{t^\circ} \text{RCOR} + \text{CaCO}_3$

- Окислением алканов и алкенов (в присутствии катализатора):

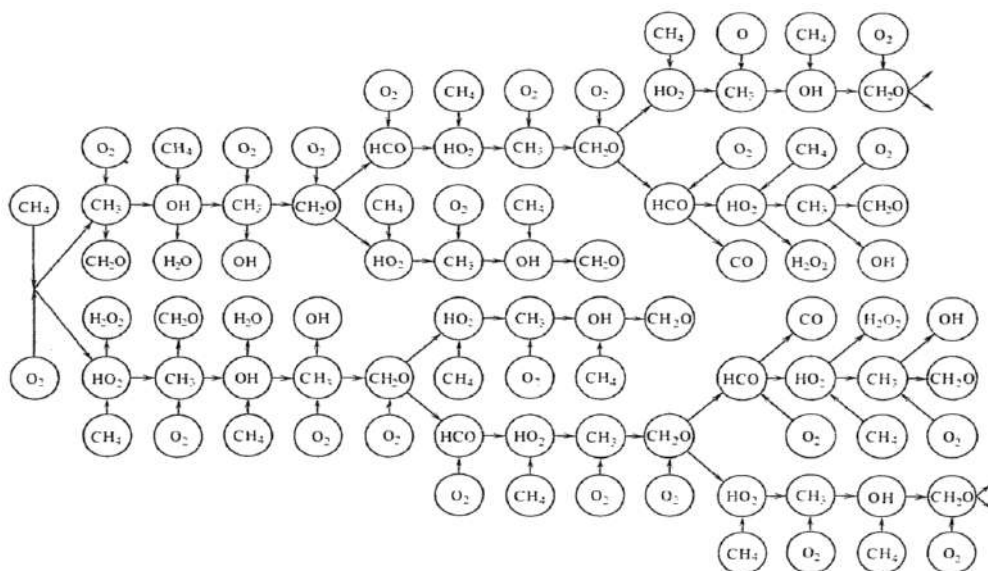
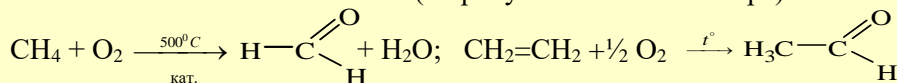


Схема окисления метана до формальдегида по Н. Н. Семёнову

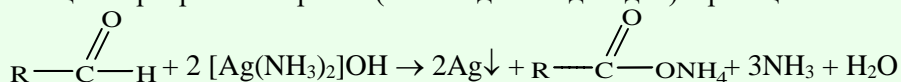
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Метаналь – бесцветный газ с резким запахом (40% раствор называют формалином). Низшие альдегиды и кетоны – жидкости. Высшие – твёрдые вещества. Температуры кипения ниже, чем у спиртов. Низшие члены ряда имеют резкий запах, растворимы в воде. Высшие гомологи имеют цветочные запахи. Растворимы в органических растворителях

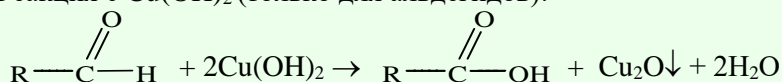
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

• Реакции окисления (качественные реакции на альдегиды)

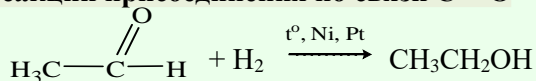
Реакция серебряного зеркала (только для альдегидов) – реакция Толленса:



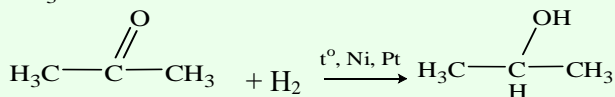
Реакция с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (только для альдегидов):



• Реакции присоединения по связи $\text{C}=\text{O}$

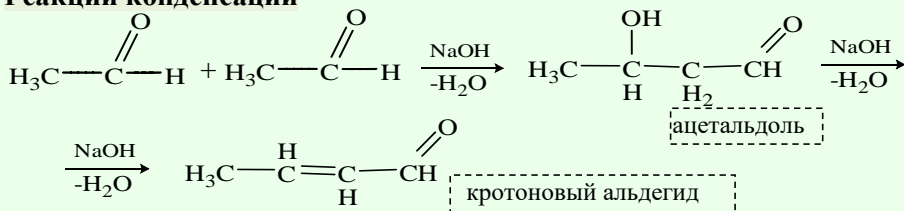


первичный спирт



вторичный спирт

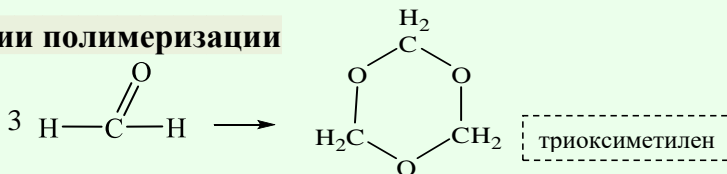
• Реакции конденсации



ацетальдоль

кетоновый альдегид

• Реакции полимеризации

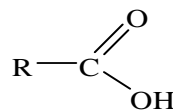


триоксиметилен

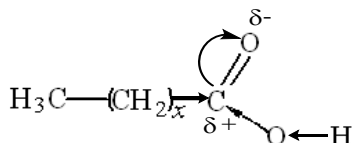
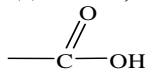
ПРИМЕНЕНИЕ

Для получения фенолформальдегидных смол и других пластмасс. Формалин – в кожевенном производстве и для сохранения биологических препаратов. Этаналь – для получения уксусной **кислоты**

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ



Карбоновые кислоты – органические соединения, которые содержат одну или несколько карбоксильных групп:



СТРОЕНИЕ

В карбоксильной группе происходит перераспределение зарядов, что приводит к ослаблению связи O—H и лёгкому отщеплению атома H

НОМЕНКЛАТУРА

Международные названия

К названию углеводорода добавляется -овая **кислота**:

HCOOH – метановая **кислота**,
CH₃COOH – этановая **кислота**,
C₂H₅COOH – пропановая **кислота**.

Тривиальные названия **кислот**:

HCOOH – муравьиная
CH₃COOH – уксусная
C₃H₇COOH – масляная
C₄H₉COOH – валериановая
C₅H₁₁COOH – капроновая
C₆H₁₃COOH – энантовая
C₆H₅COOH – бензойная
C₁₅H₃₁COOH – пальмитиновая
C₁₇H₃₅COOH – стеариновая
C₁₇H₃₃COOH – олеиновая
C₁₇H₃₁COOH – линолевая

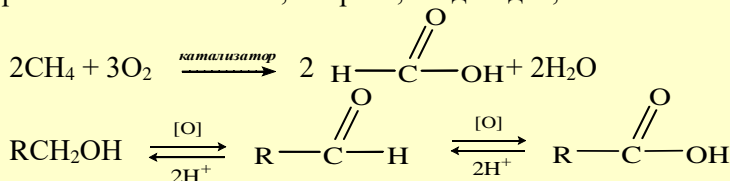
} **жирные кислоты**

ИЗОМЕРИЯ

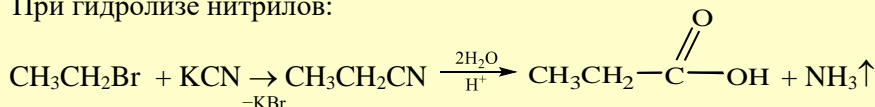
- изомерия углеродного **скелета**
- изомерия положения карбоксигруппы

ПОЛУЧЕНИЕ

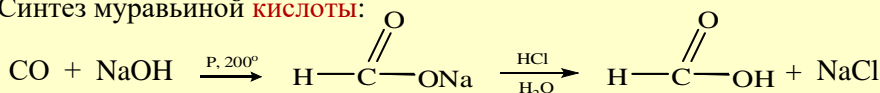
- При окислении алканов, спиртов, альдегидов, кетонов:



- При гидролизе нитрилов:



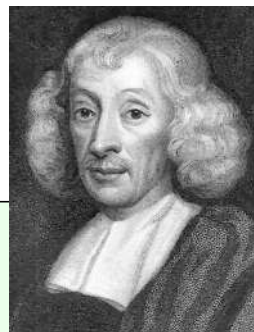
- Синтез муравьиной **кислоты**:



Физические свойства

Низшие **кислоты** – жидкости с острым запахом, хорошо растворимые в воде. Высшие – твёрдые вещества без запаха, нерастворимые в воде. Плотность муравьиной и уксусной кислот >1 , у других кислот <1

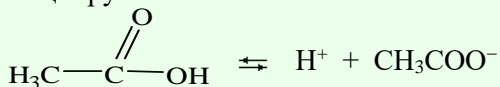
Уксусная кислота известна с древности. Алхимики считали, что при брожении вина спирт превращается в уксус взаимодействием с винным камнем (гидротартратом калия). Только в 1814 г. Я. Берцелиус установил состав уксусной **кислоты**, а в 1845 г. Г. Кольбе осуществил её синтез из угля. **Муравьиная кислота** впервые была получена (нагреванием муравьёв) в 1670 г. английским натуралистом Джоном Рэем



Джон Рэй
(1627-1705)

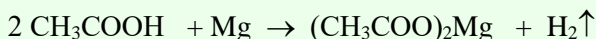
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Простейшие карбоновые **кислоты** в водном растворе диссоциируют:

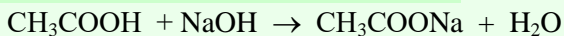


Реагируют:

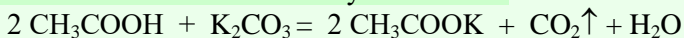
- с металлами:



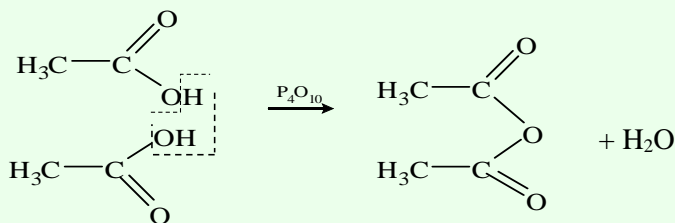
- со **щелочами** и основными оксидами:



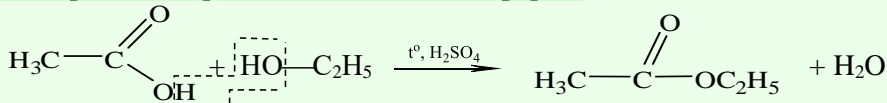
- с солями более слабых и летучих **кислот**:



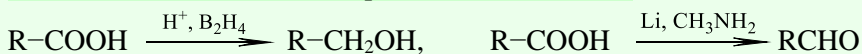
- некоторые **кислоты** образуют ангидриды:



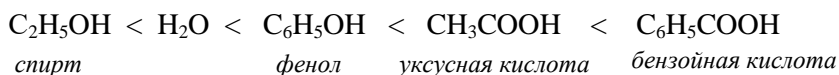
- со спиртами с образованием сложных эфиров:



- восстанавливаются до спиртов или альдегидов:



Кислотность карбоновых **кислот** в сравнении с другими соединениями



МЫЛА

– натриевые и калиевые соли высших жирных **кислот**, например, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOK}$

Описание технологии производства мыла в Месопотамии было найдено на глиняных табличках 2200 г. до н.э.

ПРИМЕНЕНИЕ

Муравьиная **кислота** – как консервант, для дезинфекции и в медицине как сильное бактерицидное средство. Уксусная **кислота** – для синтеза красителей, медикаментов, ацетатного волокна, в пищевой промышленности. Масляная **кислота** – для получения ароматизаторов и пластификаторов в промышленности. Натриевые и калиевые соли карбоновых **кислот** – для получения мыла, эмульгаторов, соли тяжёлых металлов – в качестве инсектицидов и фунгицидов

Нахождение в природе карбоновых кислот

Арахидовая	в масле земляного ореха – арахиса
Валериановая	в валериановом корне
Лауриновая, лавровая	в лавровом масле, лавре
Масляная	образуется при прогоркании сливочного масла
Миристиновая	в мускатном орехе
Муравьиная	в выделениях муравьёв, крапиве, пчелином яде, сосновой хвое
Пальмитиновая	в пальмовом масле, в ядре кокосового ореха
Пеларгоновая кислота	в масле пеларгонии и других растений из семейства гераниевых
Стеариновая и пальмитиновая	составная часть животных и растительных жиров
Уксусная	продукт уксуснокислого брожения
Фтионовая (3,13,19-триметилтрикозановая)	в оболочке туберкулёзной палочки
Щавелевая	в щавеле, ревене; продукт распада аминокислот (глицина и др.)
Янтарная	синтезирована Георгием Агриколой (VI в.) при прокаливании янтаря

ЭФИРЫ R'-O-R''

Простые эфиры – органические вещества состава: **R'-O-R''**,
где R' и R'' - различные или одинаковые радикалы

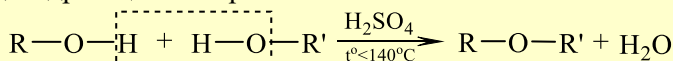
НОМЕНКЛАТУРА

Простые эфиры рассматриваются как производные спиртов. Названия состоят из названий радикалов (в порядке возрастания молекулярной массы) и слова «эфир». Например:

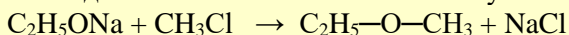
CH₃OCH₃ – диметилвый эфир; C₂H₅OCH₃ – метилэтиловый эфир

ПОЛУЧЕНИЕ

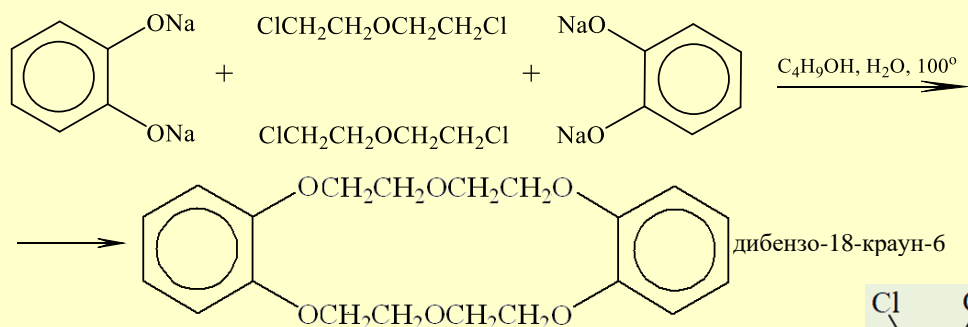
□ дегидратацией спиртов:



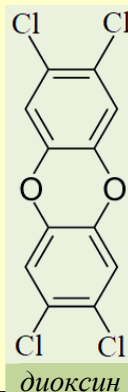
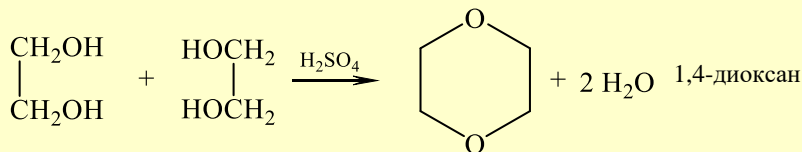
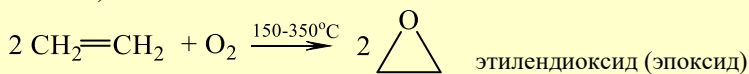
□ взаимодействием алкоголята и галогенуглеводорода (реакция Вильямсона):



□ получение краун-полиэфиров (простых полиэфиров):



□ получение гетероциклических простых эфиров этиленоксида (эпоксида) и диоксана:



Диоксан (т. кип. 101°C) – хороший растворитель, смешивается и с водой, и с углеводородами. За эти качества его называли «органической водой».

Токсичен, но значительно более опасны галогенсодержащие
дибензопроизводные диоксана
(например, «диоксин» – 2,3,7,8-тетрахлордibenzo-*p*-диоксин)

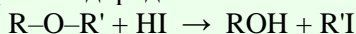
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Простые эфиры имеют более низкие температуры кипения и плавления, чем изомерные им спирты. Эфиры практически не смешиваются с водой. Это объясняется тем, что простые эфиры не образуют водородных связей (отсутствуют полярные связи O–H). Хорошо растворяют органические вещества

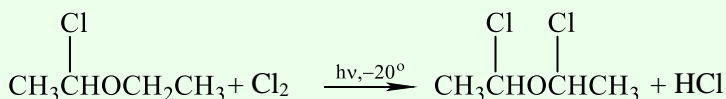
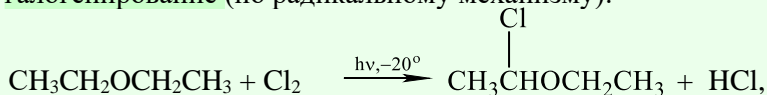
Химические свойства

Простые эфиры – малоактивные соединения. Характерные реакции:

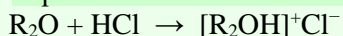
- разложение под действием концентрированных иодоводородной или бромоводородной **кислот**:



- галогенирование (по радикальному механизму):

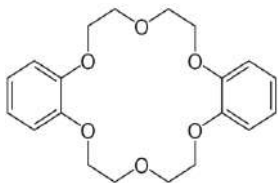


- образование нестойких солей оксония с сильными **кислотами**:



ПРИМЕНЕНИЕ

В качестве растворителей жиров, смол, красителей, лаков. Ариловые эфиры – как консерванты, антиоксиданты, применяются в парфюмерной промышленности. Некоторые обладают инсектицидным действием



дibenзо-18-краун-6 –
первый синтезированный краун эфир

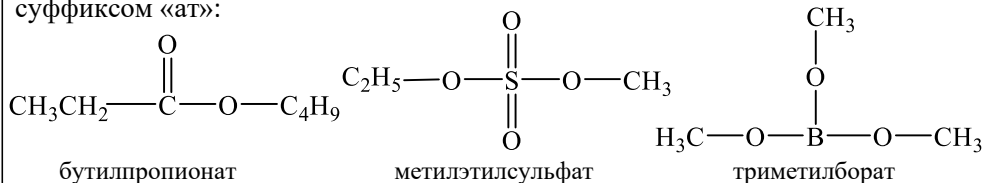
Краун-эфиры — гетероциклические соединения, которые содержат в циклах более 11 атомов, из которых не менее четырёх – гетероатомы, связанные между собой этиленовыми мостиками. Обычно гетероатом – это атом O. Краун-эфиры образуют комплексы с металлами. Катион металла включается во внутримолекулярную полость и удерживается благодаря ион-дипольному взаимодействию с гетероатомами. Наиболее устойчивы комплексы, в которых размер иона металла близок к размеру полости молекулы краун-эфира.

Используются для концентрирования, разделения, очистки и регенерации металлов; для разделения нуклидов, энантиомеров; как лекарственные препараты, антидоты, пестициды; для создания ион-селективных датчиков и мембран, как катализаторы

Сложные эфиры – класс органических соединений на основе неорганических или органических карбоновых кислот, у которых атом водорода в HO–группе замещен органической группой R

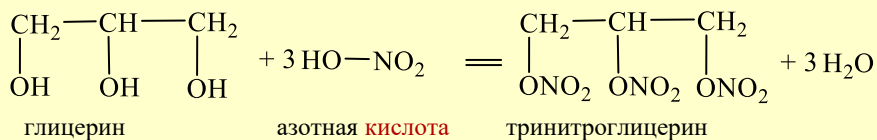
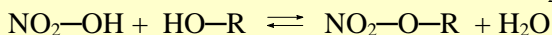
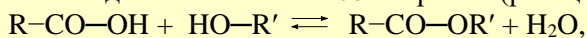
НОМЕНКЛАТУРА

Сложные эфиры рассматриваются как производные **кислот**. Вначале указывается группа R, присоединенная к кислоте, затем – название **кислоты** с суффиксом «ат»:

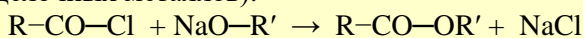


ПОЛУЧЕНИЕ

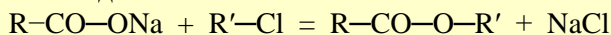
- Взаимодействием **кислот** со спиртами (реакция этерификации):



- Взаимодействием хлорангидридов **кислот** и спиртов (или алкоголятов щелочных металлов):



- Взаимодействием солей **кислот** с алкилгалогенидами:



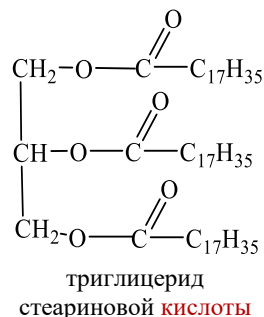
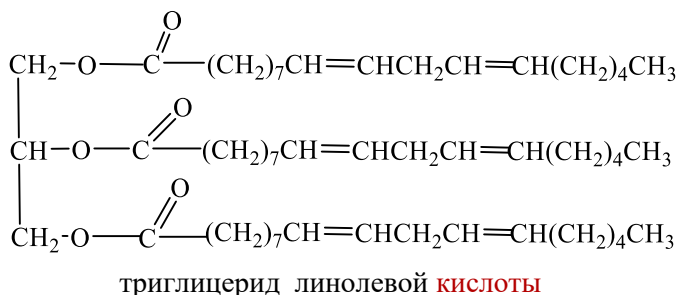
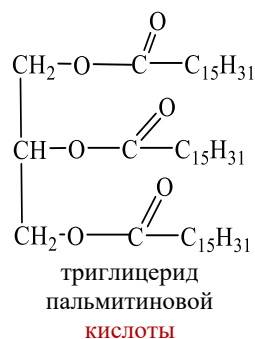
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

При числе атомов в исходной карбоновой **кислоте** C₆₋₈ – маслянистые жидкости; чаще с фруктовым запахом, если в образовании участвует ароматический спирт, то запах – цветочный. Вещества практически нерастворимы в воде, легко растворимы в органических растворителях. Эфиры с числом атомов C_{n>8} – твёрдые вещества. Эфиры минеральных кислот (алкилсульфаты, алкилбораты) со спиртами C₁₋₈ – маслянистые жидкости, эфиры высших спиртов – твёрдые вещества

Формула эфира	Название	Аромат
$\text{CH}_3\text{COOC}_4\text{H}_9$	бутилацетат	грушевый
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOCH}_3$	метилвый эфир масляной кислоты	яблочный
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$	этиловый эфир масляной кислоты	ананасовый
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOC}_2\text{H}_5$	этиловый эфир изовалериановой кислоты	малиновый
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOC}_3\text{H}_{11}$	изоамиловый эфир изовалериановой кислоты	банановый
$\text{HCOOCH}_2\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	2-фенилэтилформиат	хризантем
$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	бензилацетат	жасминовый
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	бензилбензоат	цветочный

ВОСКИ – эфиры с числом атомов в исходной карбоновой кислоте 15–30. Пластичные, легко размягчающиеся вещества. Как правило, не обладают запахом. Например, пчелиный воск содержит смесь сложных эфиров; один из компонентов, который удалось выделить, – мирициловый эфир пальмитиновой **кислоты** $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOC}_{31}\text{H}_{63}$. Воски не смачиваются водой, растворимы в бензине, хлороформе, бензоле

ЖИРЫ – сложные эфиры на основе трёхатомного спирта глицерина $\text{HOCH}_2\text{—CH(ОН)—CH}_2\text{ОН}$. Карбоновые кислоты имеют углеводородную цепь с 9–19 атомами углерода. **Животные жиры** – пластичные легкоплавкие вещества; в основном состоят из смеси глицеридов стеариновой и пальмитиновой **кислоты**. **Растительные жиры** – вязкие жидкости; могут долго храниться на воздухе, не меняя своей консистенции, содержат значительное количество глицеридов ненасыщенных **кислот**



Состав жиров

	Массовая доля остатков кислот (%)				
	пальмити- новая	стеари- новая	олеи- новая	линоле- вая	линоле- новая
Сливочное масло	25	11	34	6	5
Подсолнечное масло	11	4	38	46	-
Оливковое масло	10	2	82	4	-
Льняное масло	5	3	5	62	25
Пальмовое масло	44	5	39	11	-
Бараний жир	38	30	35	3	9
Говяжий жир	31	26	40	2	2
Свиной жир	27	14	45	5	5
Жиры в организме человека	25	8	46	10	-

Химические свойства

- гидролиз:

$$\text{R-CO-O-R}' + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{R-CO-OH} + \text{R}'\text{OH},$$

$$\text{R-CO-O-R}' + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{R-CO-ONa} + \text{R}'\text{OH}.$$
- восстановление:

$$\text{R-CO-O-R}' + [\text{H}] \rightarrow \text{R-CH}_2\text{-OH} + \text{R}'\text{OH}.$$
- взаимодействие с аммиаком:

$$\text{R-CO-O-R}' + \text{H-NH}_2 \rightarrow \text{R-CO-NH}_2 + \text{R}'\text{OH}$$

ПРИМЕНЕНИЕ ЭФИРОВ

В качестве растворителей, пластификаторов, ароматизаторов, фармацевтических препаратов, лекарственных средств и в пищевой промышленности при создании фруктовых эссенций.

Из восков изготавливают политуры, смазки, пропиточные составы для бумаги и кожи, они входят и в состав косметических кремов и лекарственных мазей.

Жиры входят в число необходимых для питания пищевых продуктов, они входят в состав всех растительных и животных клеток, кроме того, накапливаясь в организме, играют роль энергетического запаса. На основе растительных масел изготавливают олифы, составляющие основу масляных красок.

Нитроглицерин – известный лекарственный препарат и взрывчатое вещество, основа динамита.

Эфиры серной **кислоты** используют в органическом синтезе как алкилирующие реагенты, эфиры фосфорной **кислоты** – как инсектициды и как добавки к смазочным маслам

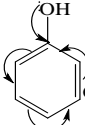


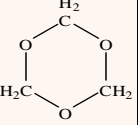
КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ

(сравнительная

	Одноатомные спирты	Многоатомные спирты
Общая формула	$C_nH_{2n+1}OH$	CH_2OH-CH_2OH $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$
Строение молекул	$ \begin{array}{c} H \\ \\ R-\overset{\delta+}{C}-\overset{\delta-}{O}-\overset{\delta+}{H} \\ \\ H \end{array} $ <p>атом Н подвижен и реакционноспособен</p>	сходно с одноатомными спиртами. Увеличение подвижности атома Н и кислотных свойств
Получение	брожением сахаристых веществ, гидратацией алкенов, гидрогенизацией альдегидов, оксида углерода (II)	гидратацией этиленоксида, гидролизом жиров
Физические свойства	бесцветные жидкости, с $n > 15$ – твёрдые вещества, растворимые в воде, имеют высокие температуры плавления и кипения	жидкости сладкие на вкус
ХИМИЧЕСКИЕ		
с щелочными металлами	$2R-OH + 2Na \rightarrow 2RONa + H_2\uparrow$	$CH_2OH-CH_2OH + 2Na \rightarrow$ $\rightarrow CH_2ONa-CH_2ONa + H_2\uparrow$
с кислотами (этерификация)	$R-OH + HO-NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} RO-NO_2 + H_2O$	$CH_2OH-CH_2OH + 2HO-NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\rightarrow CH_2ONO_2-CH_2ONO_2 + 2H_2O$
с основаниями	—	$CH_2OH-CH_2OH + Cu(OH)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CH_2O)_2Cu + 2H_2O$
дегидратация	$2CH_3OH \xrightarrow[Al_2O_3]{170^\circ C} H_2C=CH_2 + H_2O$	сходны с ROH
дегидрирования	$2C_2H_5OH \xrightarrow[Al_2O_3]{450^\circ C} 2H_2O +$ $+ CH_2=CH-CH=CH_2 + H_2\uparrow$	сходны с ROH
окисления	$ROH + O_2 \xrightarrow{e^-} CO_2\uparrow + H_2O$ $ROH + [O] \xrightarrow{KMnO_4} R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$	сходны с ROH
с бромной водой (замещения)	—	—
присоединения	—	—
поликонденсации и полимеризации	—	—

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

таблица)

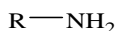
Фенолы $R(OH), R(OH)_n$	Альдегиды	Карбоновые кислоты
 неподелённая \bar{e} -пара атома О оттянута к ядру, группа $-OH$ обладает кислотными свойствами	 карбонильная группа имеет плоское строение, полярна	 атом С карбоксильной группы имеет частично положительный заряд, поэтому атом Н подвижен
из каменноугольной смолы, из галогенбензолов, кумольный способ	окислением алканов, алкенов, спиртов; гидратацией алкинов (реакция Кучерова)	окислением алканов, спиртов, альдегидов. $CH_3OH + CO \xrightarrow{\text{катализатор}} CH_3COOH$
бесцветные кристаллические вещества с запахом, ядовиты. При нагревании неограниченно растворимы в воде, окисляются на воздухе	метаналь – газ, высшие альдегиды – твёрдые вещества. Имеют запах, растворимы в воде и органических растворителях	низшие кислоты – жидкости с острым запахом, высшие – твёрдые вещества без запаха нерастворимы в воде
РЕАКЦИИ		
$2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + H_2\uparrow$	—	$2RCOOH + 2Na \rightarrow 2RCOONa + H_2\uparrow$
$C_6H_5OH + 3HNO_3 \rightarrow C_6H_2(NO_3)_3OH + 3H_2O$	—	—
$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$	$RCOH + 2Cu(OH)_2 \rightarrow RCOOH + Cu_2O + 2H_2O$	$RCOOH + KOH \rightarrow RCOOK + H_2O$
—	—	—
—	—	—
—	$R-C(=O)-H + 2[Ag(NH_3)OH] \rightarrow 2Ag\downarrow + R-C(=O)-ONH_4 + 3NH_4OH$	—
$C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_5(Br)_3OH + 3HBr$	—	—
—	$CH_3COH + H_2 \xrightarrow[Ni, Pt]{e^-} CH_3CH_2OH$	только для ненасыщенных кислот
$C_6H_5OH + HCOH \rightarrow$ → фенолформальдегидная смола	$3R-C(=O)-H \rightarrow$  триоксиметилен	только для ненасыщенных кислот

АМИНЫ RNH_2 , $\text{R}^1\text{R}^2\text{NH}$, $\text{R}^1\text{R}^2\text{R}^3\text{N}$

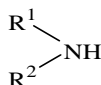
Амины – это производные аммиака, в которых атомы водорода заменены алкильными или арильными радикалами.

Амины классифицируются на первичные, вторичные и третичные:

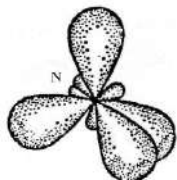
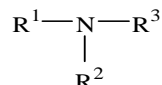
первичные



вторичные



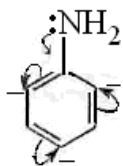
третичные



Электронное строение:

Атом N находится в состоянии sp^3 -гибридизации. Одна орбиталь содержит неподелённую электронную пару.

Связь N–H более полярна, чем связь C–H



Анилин: неподелённая электронная пара N взаимодействует с π -системой бензольного кольца, вытягивается в бензольное кольцо. На атоме N появляется положительный заряд, в бензольном кольце электронная плотность увеличивается, причём наиболее сильно в положениях 2, 4 и 6

НОМЕНКЛАТУРА

Название радикала + «амин»: CH_3NH_2 – метиламин, $\text{CH}_3\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}$ – метилэтиламин; многие амины имеют тривиальные названия: фениламин, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, называют «анилин»

ИЗОМЕРИЯ

углеродного скелета и положения аминогруппы

Физические свойства

Низшие амины (до C_3) при комнатной температуре – газы, хорошо растворимы в воде. Анилин и другие амины растворимы в воде незначительно, хорошо растворимы в органических растворителях. Анилин желтеет на воздухе, растворим в жировых тканях, легко проникает сквозь кожу

Применение

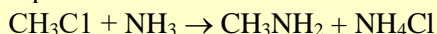
Диметиламин используют в синтезе растворителей и ракетного топлива. Анилин – при производстве красителей, лекарств и производстве полимеров

Основность ароматических аминов:

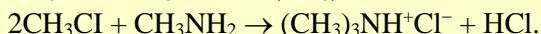
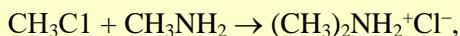


ПОЛУЧЕНИЕ

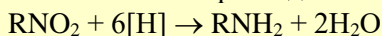
- При алкилировании аммиака:



при избытке алкилгалогенида получается вторичный или третичный амин:

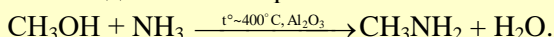


- При восстановлении нитросоединений:



Для восстановления используют цинк или железо в **кислой** среде

- При взаимодействии спиртов с аммиаком:



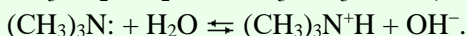
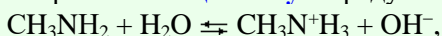
Анилин – при восстановлении нитробензола (Зинин, 1842)

в промышленности: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ \sim 250-350^\circ \text{C}, \text{Ni}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

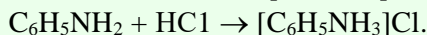
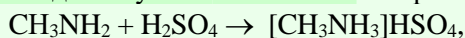
в лаборатории: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 3\text{Zn} + 7\text{HCl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl} + 3\text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства

Амины – основания (из-за неподелённой электронной пары N), растворы имеют **щелочную** среду:

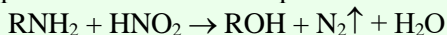


- Взаимодействуют с **кислотами** с образованием солей:

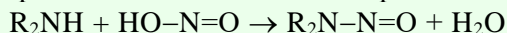


- Реакции с **HNO₂** (качественная реакция):

первичные амины – с образованием спиртов:

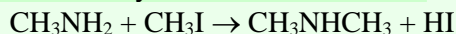


Вторичные амины – дают N-нитрозоамины:

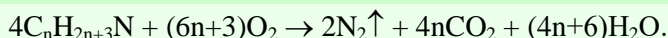


Третичные амины не взаимодействуют.

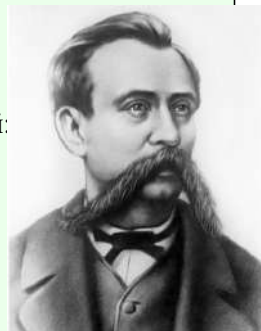
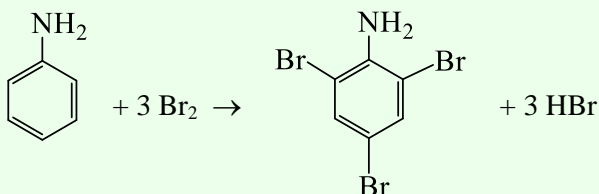
- Взаимодействуют с галогеналкилами:



- Горение аминов:

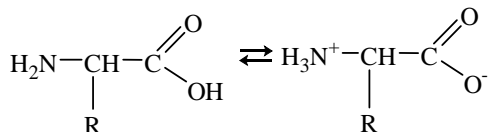


- Реакции замещения в бензольном кольце:



Н. Н. Зинин
(1812-1880)

АМИНОКИСЛОТЫ



Аминокислоты – органические **бифункциональные** соединения, в состав которых входят **карбоксильная** группа $-\text{COOH}$ и **аминогруппа** $-\text{NH}_2$

НОМЕНКЛАТУРА

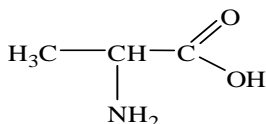
«амино» + название **кислоты**. Положение аминокислотной группы обозначается греческими буквами α , β , γ

ИЗОМЕРИЯ

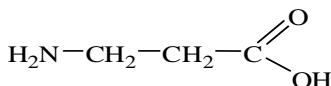
- углеродного скелета
- положения аминокислотной группы
- оптическая

КЛАССИФИКАЦИЯ

- по числу функциональных групп $-\text{NH}_2$:
 моноаминокарбоновые $\text{R}(\text{NH}_2)\text{COOH}$
 диаминокарбоновые $\text{R}(\text{NH}_2)_2\text{COOH}$
 моноаминодикарбоновые $\text{R}(\text{NH}_2)(\text{COOH})_2$
- по расположению аминокислотных групп



α -аминопропионовая кислота



β -аминопропионовая кислота

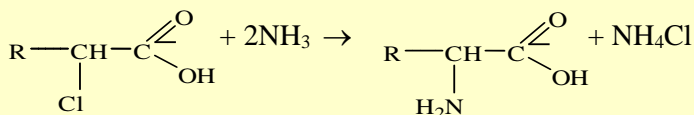
- по полярности радикалов R; по характеру углеводородного радикала различают алифатические (жирные) и ароматические аминокислоты

ФОРМУЛЫ И НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ АМИНОКИСЛОТ

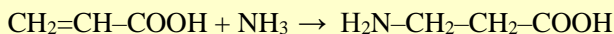
формула	тривиальное название	сокращение	международное название кислоты
$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	глицин	Гли Gly	аминоэтановая
$\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$	аланин	Ала Ala	α -аминопропионовая
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CHCOOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \end{array}$	лейцин	Лей Leu	α -амино- γ -метил-пентановая
$\begin{array}{c} \text{CH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CHCOOH} \\ \quad \\ \text{NH}_2 \quad \text{NH}_2 \end{array}$	лизин	Лиз Lys	α , ϵ -диаминогептановая
$\begin{array}{c} \text{HOOC}(\text{CH}_2)_2\text{CHCOOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	глутаминовая	Глу Glu	α -аминопентандионовая
$\begin{array}{c} \text{HO}-\text{CH}_2\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	серин	Сер Ser	α -амино- β -гидроксопропановая
$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	фенилаланин	Фен Phe	α -амино- β -фенилпропановая

ПОЛУЧЕНИЕ

- присоединение аммиака к галогензамещённым **кислотам**:

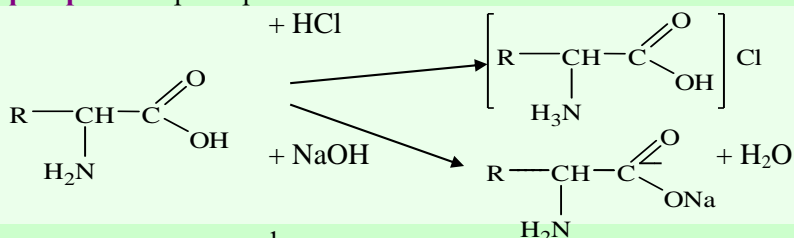


- присоединение аммиака к α, β-непредельным **кислотам** с образованием β-аминокислот:

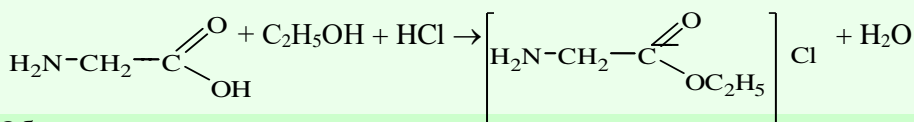


Химические свойства

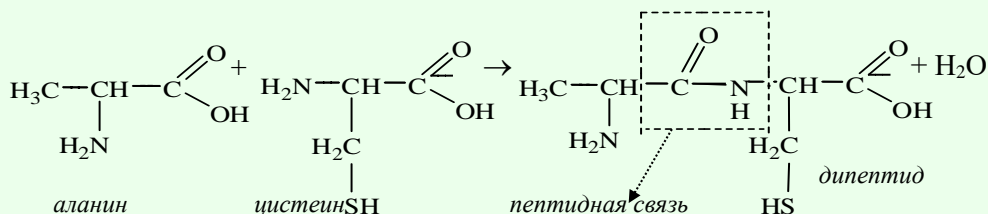
- **Амфотерный** характер α-аминокислот:



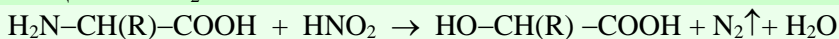
- Образование сложных эфиров:



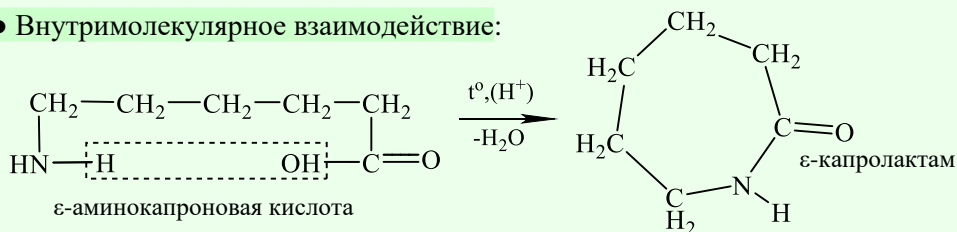
- Образование пептидов:



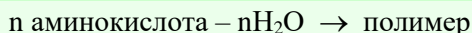
- Реакция с HNO_2



- Внутримолекулярное взаимодействие:



- Реакция поликонденсации:



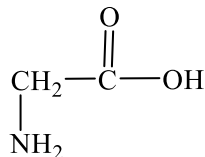
Физические свойства

Бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, плохо – в органических растворителях. Многие α-кислоты обладают сладким вкусом. Имеют высокие температуры плавления, плавятся с разложением

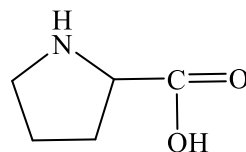
ЗАМЕНИМЫЕ АМИНОКИСЛОТЫ

синтезируются в организме человека:

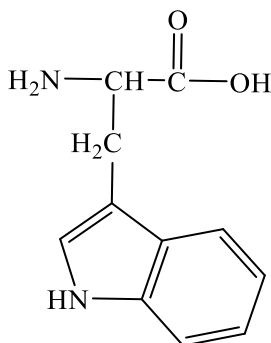
глицин	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
аланин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$
цистеин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{SH})\text{COOH}$
серин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{OH})\text{COOH}$
тирозин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})\text{COOH}$
глутамин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CONH}_2)\text{COOH}$
глутаминовая кислота	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH})\text{COOH}$
аспарагин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CONH}_2)\text{COOH}$
аспарагиновая кислота	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{COOH})\text{COOH}$
пролин	$\text{C}_5\text{H}_9\text{NO}_2$



глицин



пролин



триптофан

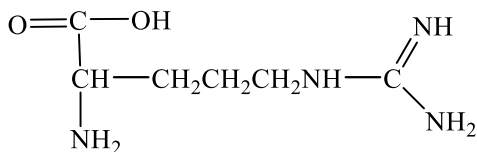
НЕЗАМЕНИМЫЕ АМИНОКИСЛОТЫ

Не синтезируются в организме человека:

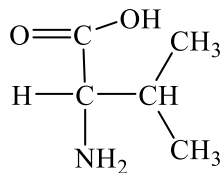
лизин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2)_4\text{NH}_2\text{COOH}$
фенилаланин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5)\text{COOH}$
валин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}(\text{CH}_3)_2)\text{COOH}$
лейцин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2)\text{COOH}$
изолейцин	$\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{COOH}$
аргинин, метионин, треонин, гистидин, триптофан	

Применение

в медицине, биотехнологии, в спортивном питании и в качестве кормовых добавок (лизин, метионин, треонин, триптофан), в пищевой промышленности (глутамат натрия, лизин), в синтезе красителей и лекарственных средств (ароматические аминокислоты); на основе аминокарбоновых и аминокислот синтезируют селективные комплексоны, поверхностно-активные вещества



аргинин



валин

ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Гетероциклическими называются циклические соединения, в циклы которых кроме атомов углерода входят один или несколько атомов N, O, S

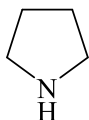
Классификация гетероциклов:

- по числу атомов в цикле
- по типу гетероциклов (насыщенные, ненасыщенные)

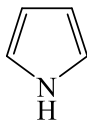
Например, пятичленные гетероциклы:



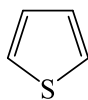
фуран



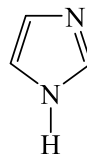
пирролидин



пиррол

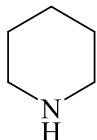


тиофен

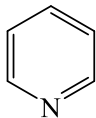


имидазол

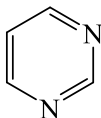
Например, шестичленные гетероциклы:



пиперидин



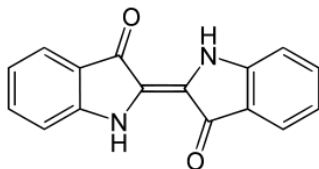
пиридин



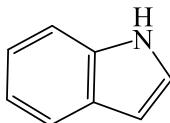
пиримидин

Имидазол, $C_3H_3N_2H$ –
пятичленный ароматический
гетероцикл с двумя атомами N.
амфотерное соединение:
пиридиновый атом N
обуславливает **слабоосновные**
свойства, пиррольный N –
слабокислотные

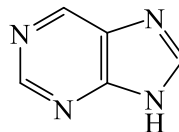
Например, сочленённые гетероциклы



индиго



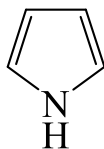
индол



пурин

ПРИМЕНЕНИЕ

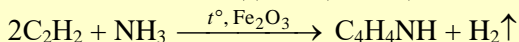
Азотсодержащие гетероциклические соединения применяются в химической и фармацевтической промышленности. Гетероциклические соединения – ценные красители (индиго), лекарственные вещества (хинин, морфин, акрихин, пирамидон). Используются в производстве пластмасс, как ускорители вулканизации каучука, в кинофотопромышленности



Пиррол, C_4H_4NH – атомы углерода и атом азота находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Система π -электронов ароматична (сопряжена)

Получение

В промышленности: конденсацией ацетилена с аммиаком

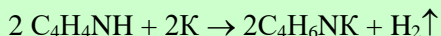


Физические свойства

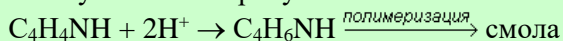
бесцветная жидкость с запахом хлороформа, нерастворимая в воде, но хорошо растворимая в органических растворителях. Окисляется на воздухе

Химические свойства

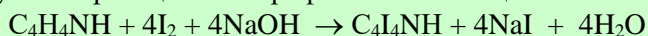
- проявляет слабые **кислотные** и **основные** свойства, т.е. **амфотерен**:



- крайне неустойчив в присутствии сильных минеральных **кислот**:

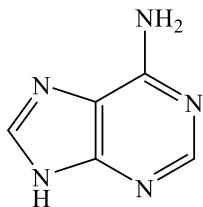
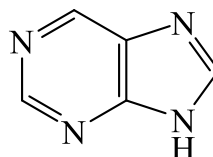


- вступает в реакции электрофильного замещения:

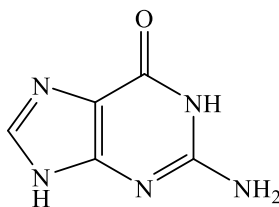


Пурин – гетероциклическое соединения, содержит два сочленённых цикла: пиридиновый и амидопиразольный. Ароматическая система включает 10 π -электронов (8 электронов двойных связей и два неподелённых электрона пиррольного атома N).

Пурин – родоначальник пуриновых оснований – производных пурина, остатки которых входят в состав нуклеиновых кислот, аденина и гуанина:

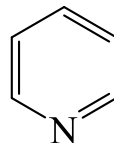


аденин



гуанин

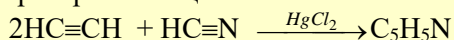
Пиридин, C_5H_5N – аналог бензола, в котором одна группа $-CH$ заменена на атом N. Все атомы C и атом N в состоянии sp^2 -гибридизации; 6 электронов с негибридных орбиталей образуют π -электронную ароматическую систему. Из трёх гибридных орбиталей атома N две вступают в образование σ -связей C–N, а третья содержит неподелённую пару электронов



Получение

В промышленности: выделением из каменноугольной смолы.

В лаборатории: из ацетилена и синильной кислоты:



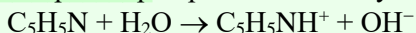
Физические свойства

Бесцветная жидкость с неприятным запахом, легче воды; смешивается с водой в любых соотношениях

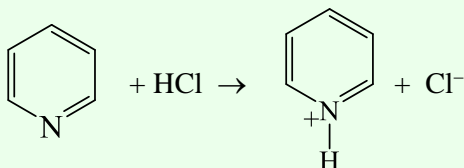
Химические свойства

Пиридин – более сильное **основание**, чем пиррол, но более слабое, чем алифатические амины.

- водный раствор окрашивает лакмус в **синий** цвет:

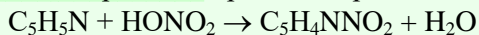


- при взаимодействии с сильными **кислотами** образуются соли пиридиния:

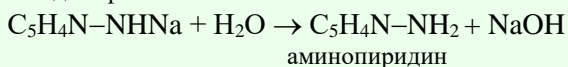
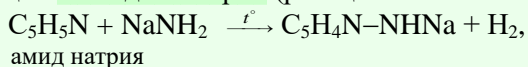


- пиридин труднее, чем бензол вступает в **реакции электрофильного замещения**:

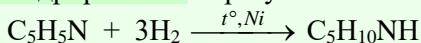
- реакция нитрования проходит при $300^\circ C$ с низким выходом



- реакция с амидом натрия (реакция Чичибабина):




- при **гидрировании** образуется более сильное **основание** – пиперидин:



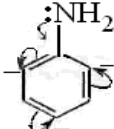
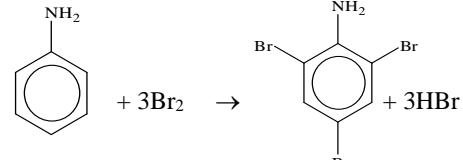
АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ

(сравнительная)

	Амины
Общая формула	$\text{RNH}_2, \text{R}^1\text{R}^2\text{NH}, \text{R}^1\text{R}^2\text{R}^3\text{N}$
Строение молекул 	атом N находится в sp^3 -гибридизации, имеет неподделенную пару электронов
Получение	восстановлением нитросоединений: $\text{RNO}_2 + 6[\text{H}] \rightarrow \text{RNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Алкилированием аммиака NH_3 : $\text{RCl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{RNH}_2 + \text{HCl}$
Физические свойства	низшие амины (до C_3) – газы, хорошо растворимые в воде
<p>Основность ароматических аминов $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N} < (\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} < (\text{C}_6\text{H}_5)\text{NH}_2 < \text{NH}_3 <$</p> <p>ХИМИЧЕСКИЕ</p>	
с кислотами	$\text{RNH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{RNH}_3]\text{Cl}$
с галогеналкинами	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{HI}$
окисления (горения)	$4\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N} + (6n+3)\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\uparrow + 4n\text{CO}_2 + (4n+6)\text{H}_2\text{O}$
замещения в бензольном кольце	—
с HNO_2 (качественная реакция)	первичные амины: $\text{RNH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{ROH} + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ вторичные амины: $\text{R}_2\text{NH} + \text{HO}-\text{N}=\text{O} \rightarrow \text{R}_2\text{N}-\text{N}=\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ третичные амины – не взаимодействуют
образование сложных эфиров	—
образование пептидов	—

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

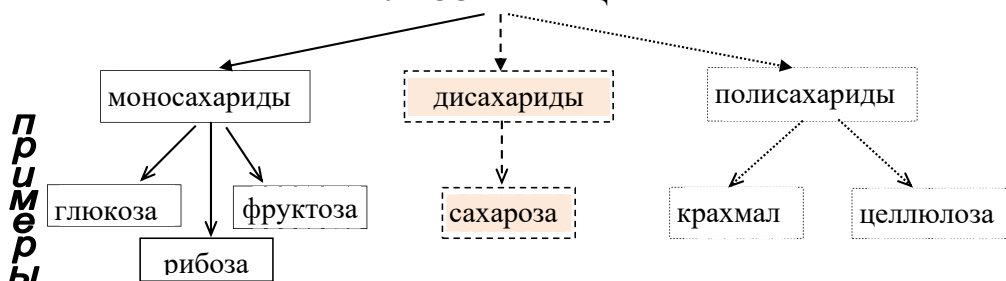
таблица)

Ароматический амин - анилин	Аминокислоты
 <p>C₆H₅NH₂</p> <p>имеет малую основность, электронная плотность увеличена в <i>o</i>- и <i>p</i>-положениях.</p>	$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{N}^+-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}^-}{\text{C}}}$ <p>бифункциональные соединения: содержат карбоксильную группу –COOH (кислотные свойства) и аминогруппу –NH₂ (основные свойства)</p>
<p>восстановлением нитробензола полисульфидом аммония (р. Зинина), электрохимическое и каталитическое восстановление.</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 6[\text{H}] \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>из галогензамещённых кислот:</p> $\text{R}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{R}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{NH}_4\text{Cl}$
<p>бесцветная маслянистая жидкость, растворимая органических растворителях</p>	<p>бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, плохо в органических растворителях. Плавятся с разложением, обладают сладким вкусом</p>
<p>(C₆H₅)NH₂ < NH₃ < CH₃NH₂ < (CH₃)₂NH < (CH₃)₃N</p> <p>РЕАКЦИИ</p>	
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3]\text{Cl}$ <p>—</p>	$\text{R}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \xrightarrow{\text{HCl}} \left[\text{R}-\underset{\text{H}_3\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \right] \text{Cl}$ $\text{R}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{R}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{Ca}(\text{Cl})\text{OCl} \rightarrow \text{сложное соединение}$ <p>фиолетовое окрашивание</p>	$4\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + 9\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 2\text{N}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
	<p>—</p>
<p>—</p>	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}(\text{R})-\text{COOH} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HO}-\text{CH}(\text{R})-\text{COOH} + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
<p>—</p>	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \left[\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OC}_2\text{H}_5}{\text{C}}} \right] \text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
<p>—</p>	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{N}-\underset{\text{H}_2\text{C}-\text{SH}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2\text{N}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{NH}-\underset{\text{H}_2\text{C}-\text{SH}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: right;"><i>дипептид</i></p>

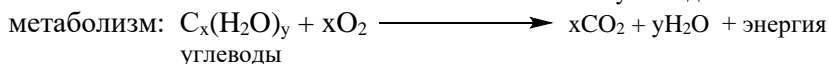
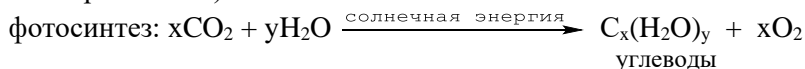
УГЛЕВОДЫ $C_x(H_2O)_y$

Углеводы – органические соединения, которые состоят из атомов С, Н и О. Состав большинства углеводов условно описывается формулой $C_x(H_2O)_y$.
Сахара – другое название низкомолекулярных углеводов

КЛАССИФИКАЦИЯ



В природе идут 2 взаимобратных процесса – восстановления CO_2 (фотосинтез в растениях) и окисление углеводов (метаболизм в животных организмах):



Углеводы очень распространены в природе; они неотъемлемая часть клеток и тканей живых организмов. У растений существует способность синтезировать углеводы с помощью фотосинтеза. В растениях до 80% сухого вещества – углеводы, в организме человека и животных – 2%.

Пища человека приблизительно на 70% состоит из углеводов

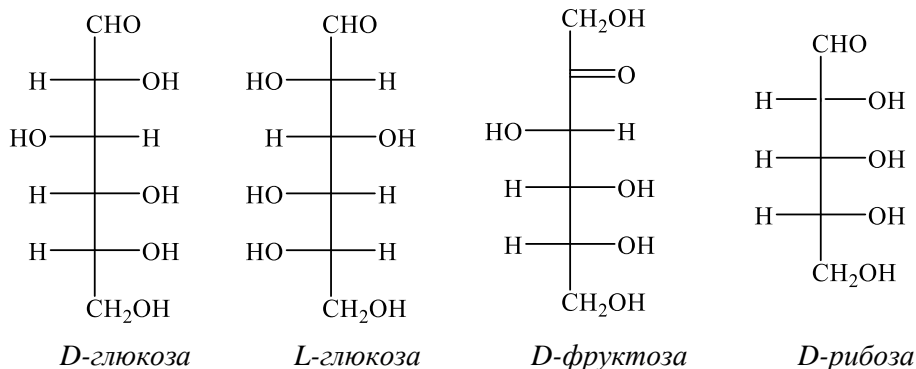
Физические свойства

Твёрдые вещества белого цвета, некоторые (глюкоза, фруктоза, сахароза, мальтоза, др.) хорошо растворимы, другие не растворимы (крахмал, целлюлоза) в воде. Многие имеют сладкий вкус (фруктоза, глюкоза, сахароза, мальтоза, лактоза), относительно низкие температуры плавления и кипения

Химические свойства

Характерные реакции для функциональных групп, входящих в состав соответствующих углеводов (альдегидных, спиртовых и др.), имеются некоторые специфические свойства. Возможны взаимодействия спиртовой и альдегидной групп внутри одной молекулы, которые сопровождаются циклизацией молекулы (существование в двух формах)

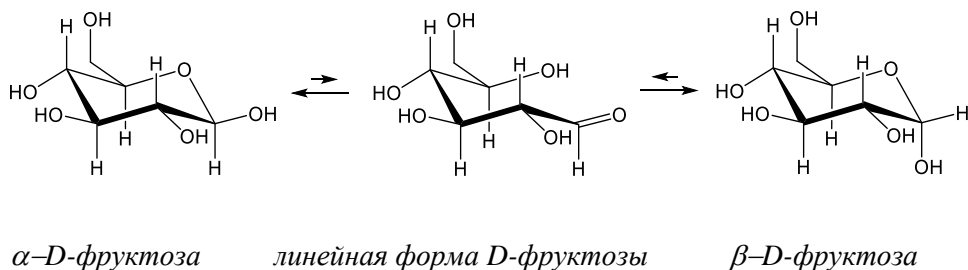
Моносахариды – гетерофункциональные соединения, в состав их молекул входит одна карбонильная группа (альдегидная или кетонная) и несколько гидроксильных групп. Например:



Молекулы моносахаридов встречаются в форме цепей и циклов, которые в водном растворе находятся в равновесии.

Моносахариды с альдегидной группой называются альдозы, с кетогруппой – кетозы.

Фруктоза, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$:



Получение моносахаридов

- фотосинтез:

$$6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$$
- гидролиз ди- и полисахаридов:

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}^+} 2\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}^+} n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$
- реакция Бутлерова (1861):

$$6\text{HCHO} \xrightarrow{t^\circ, \text{Ca}(\text{OH})_2} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Фруктозу нельзя отличить от глюкозы реакцией серебряного зеркала или нагреванием с гидроксидом меди. Реакции восстановления идут, хотя фруктозы и не содержит альдегидной группы. Это объясняется тем, что под действием *щелочей* фруктоза превращается в глюкозу и маннозу

Глюкоза, C₆H₁₂O₆:

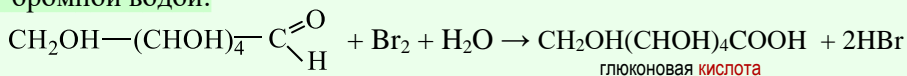


Химические свойства глюкозы

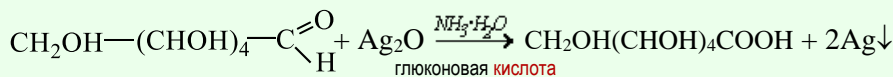
- Реакции с участием альдегидной группы:

Окисления:

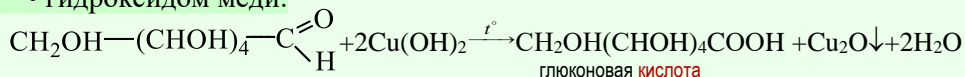
- бромной водой:



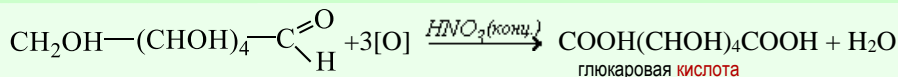
- аммиачным раствором оксида серебра (реакции серебряного зеркала):



- гидроксидом меди:

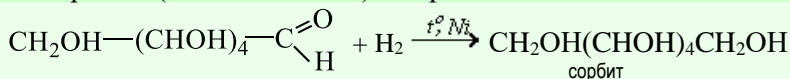


- азотной кислотой:



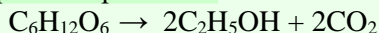
Восстановления:

- водородом (каталитическое) с образованием шестиатомного спирта

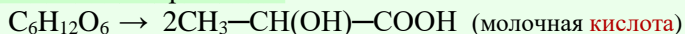


- расщепление под действием микроорганизмов (брожение):

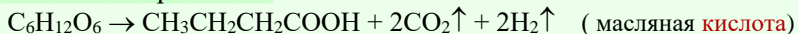
- спиртовое брожение:



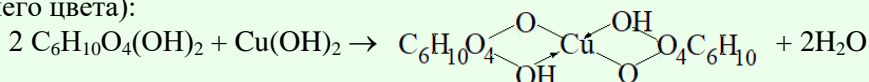
- молочнокислое брожение:



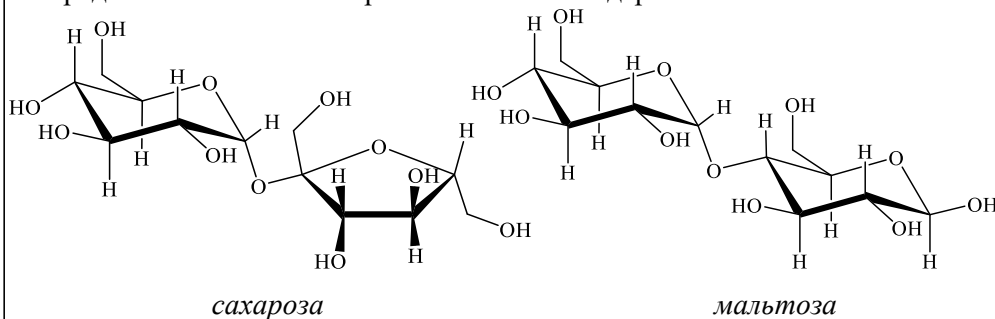
- маслянокислое брожение:



- реакции с участием гидроксильных групп (качественная реакция на многоатомные спирты – образование комплексного соединения яркого синего цвета):

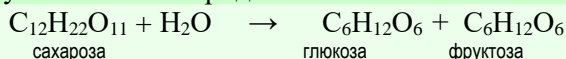


Дисахариды, $C_{12}H_{22}O_{11}$ – углеводы, молекулы которых состоят из двух остатков моносахаридов, соединенных друг с другом за счёт взаимодействия гидроксильных групп. Важнейшие – сахароза, лактоза, мальтоза. Сахароза – химическое название обычного сахара. Лактоза – ингредиент молочной сыворотки. Мальтоза содержится в хлебных злаках

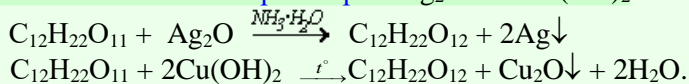


Специфические химические свойства

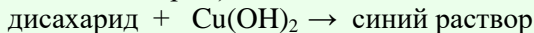
- гидролиз в **кислой** среде (или под действием ферментов в результате образуются моносахариды):



- окисление **аммиачным раствором Ag_2O** и с $Cu(OH)_2$:

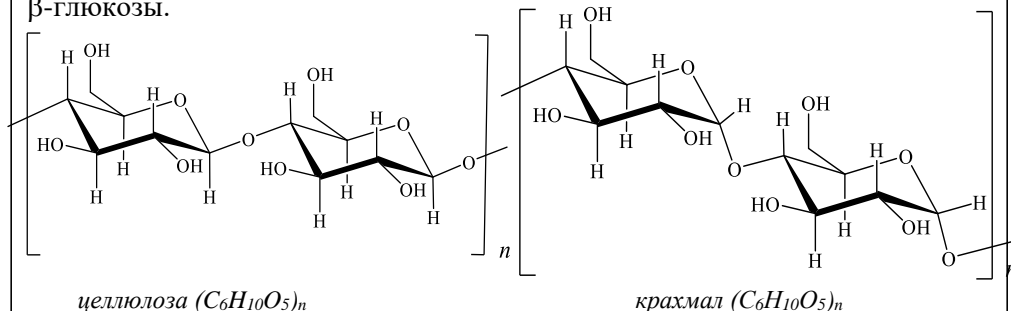


- взаимодействие с $Cu(OH)_2$ на холоде (**качественная реакция на многоатомные спирты**):



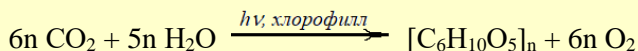
- по отношению к окислителям дисахариды делят на восстанавливающие (мальтоза и лактоза) и невосстанавливающие (сахароза)

Полисахариды – это продукты поликонденсации моносахаридов. Важнейшие природные полисахариды – крахмал и целлюлоза. Крахмал образуется в растениях при фотосинтезе и представляет собой линейный полимер α -глюкозы. Целлюлоза (клетчатка) – природный полимер остатков β -глюкозы.



Получение

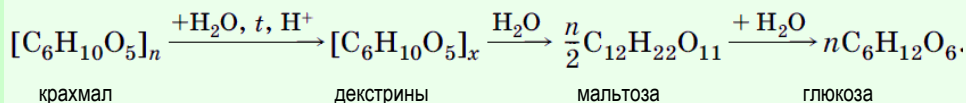
□ в природе – фотосинтез:



□ в промышленности – из картофеля, кукурузы, риса и т.д.

Химические свойства крахмала

• гидролиз:

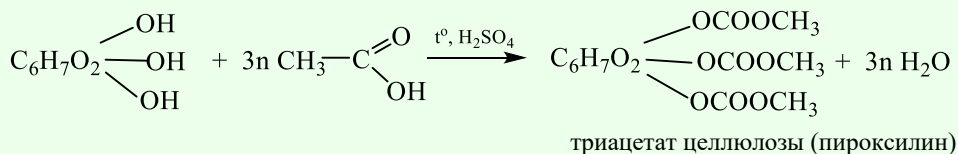


• взаимодействие с иодом – синее окрашивание (**качественная реакция на крахмал**)

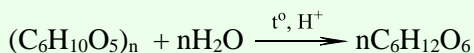
Крахмал – ценный питательный продукт, который входит в состав хлеба, картофеля, круп – основной источник углеводов для человека

Химические свойства целлюлозы

• этерификация (с органическими и неорганическими **кислотами**):



• гидролиз:



Целлюлоза (клетчатка, растительный полисахарид) – самое распространённое органическое вещество на Земле

ПРИМЕНЕНИЕ

Многие полисахариды производят в крупных масштабах. **Целлюлозу** используют для производства бумаги и искусственного волокна, ацетаты целлюлозы – для производства волокон и плёнок, нитраты – для взрывчатых веществ. **Крахмал** используют в пищевой промышленности.

Полисахариды применяют в медицине (агар – в микробиологии, гидроксиэтилированный крахмал и декстраны – в качестве плазмозамещающих растворов, некоторые глюканы грибов – как противоопухолевые и иммуностимулирующие агенты)

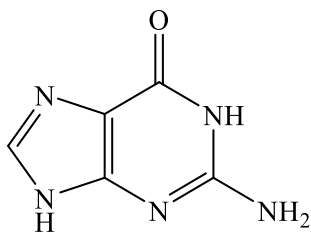
НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ

Нуклеиновые кислоты – высокомолекулярные органические соединения, биополимеры (полинуклеотиды), образованные остатками **нуклеотидов**

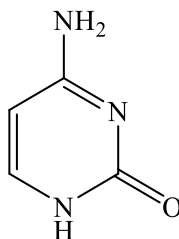
Нуклеотиды состоят из трёх фрагментов:

1. органическое **основание** (аденин, гуанин, цитозин, тимин, урацил)
2. моносахарид (рибоза, дезоксирибоза)
3. остаток фосфорной **кислоты** (H_3PO_4)

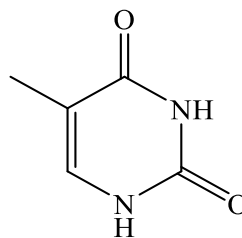
Органические основания



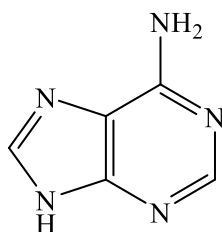
гуанин



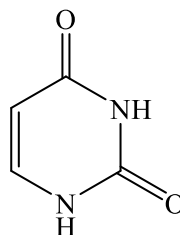
цитозин



тимин

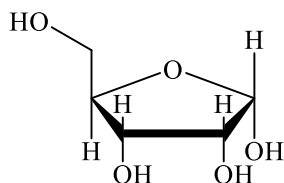


аденин

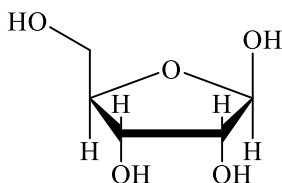


урацил

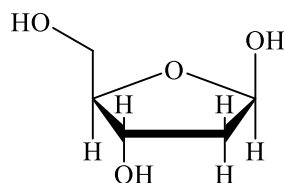
Моносахариды



α -рибоза

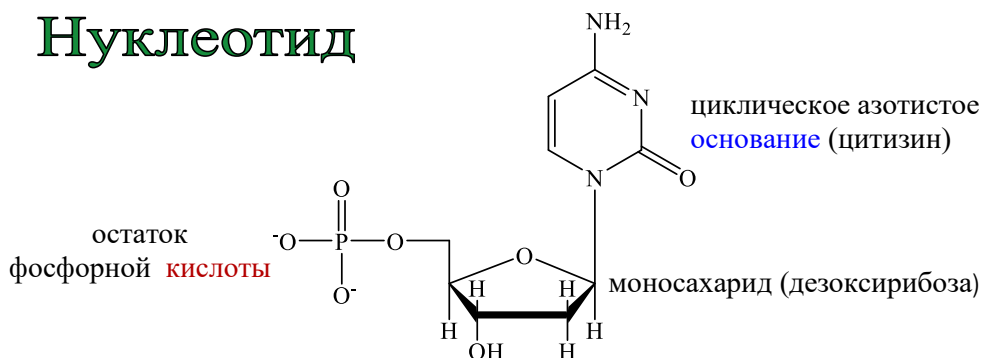


β -рибоза



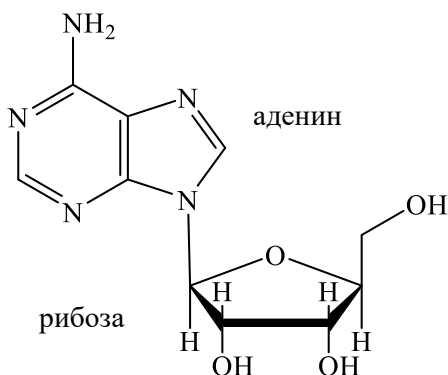
β -дезоксирибоза

Нуклеотид



Нуклеозид – состоит из 2 фрагментов – рибозы (или 2-дезоксирибозы) и органического **основания**.

Например, нуклеозид аденозин:



ДНК и **РНК** – два типа нуклеиновых **кислот**. Нуклеиновые кислоты ДНК и РНК присутствуют в клетках всех живых организмов и выполняют важнейшие функции по хранению, передаче и реализации наследственной информации

ДНК

– дезоксирибонуклеиновая **кислота**, содержит в качестве моносахаридов 2-дезоксирибозу, в качестве органического-го **основания** – аденин, урацил, тимин и цитозин. Молекула ДНК образует двойную спираль из двух полинуклеотидных цепей, закрученных одна относительно другой в противоположных направлениях

РНК

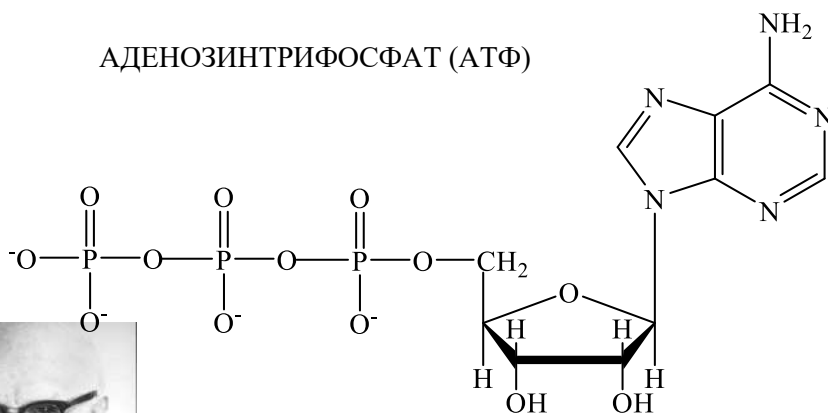
– рибонуклеиновая **кислота**; содержит в качестве моносахарида рибозу, в качестве органического **основания** – аденин, гуанин, цитозин и урацил

Химические свойства. Нуклеиновые **кислоты** хорошо растворимы в воде, практически не растворимы в органических растворителях. Очень чувствительны к действию температуры и критических значений уровня pH. Молекулы ДНК с высокой молекулярной массой, выделенные из природных источников, способны фрагментироваться под действием механических сил, например при перемешивании раствора

Роль нуклеиновых кислот в биологии исключительна. Основные функции нуклеиновых кислот в живых организмах – хранение, перенос и использование в биохимическом синтезе наследственной информации. Упрощённо можно сказать, что ДНК хранит генетическую информацию, а РНК – считывает эту информацию и использует её в синтезе

Известны мономерные формы, которые играют важную роль в процессах передачи сигналов или запаса энергии в клетках. Наиболее известный мономер РНК – аденозинтрифосфорная кислота, АТФ – универсальный источник энергии для всех биохимических процессов в живых системах

АДЕНОЗИНТРИФОСФАТ (АТФ)



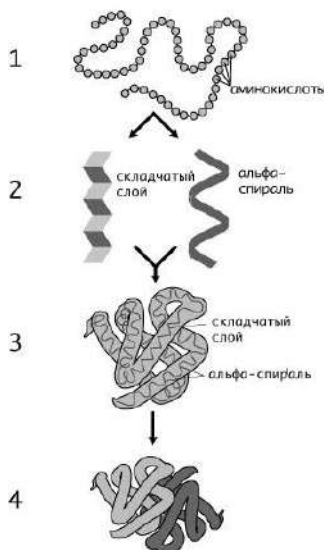
Карл Ломан
(1898-1978)

Аденозинтрифосфат открыт в 1929 г. Карлом Ломаном. В 1941 г. Фриц Липман показал, что АТФ является основным переносчиком энергии в клетке

БЕЛКИ

(протеины, полипептиды)

Белки – это высокомолекулярные соединения, которые состоят из остатков аминокислот. В белках аминокислоты связаны пептидной связью



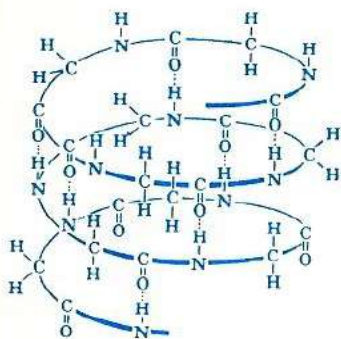
СТРУКТУРА БЕЛКОВ

первичная – последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи;

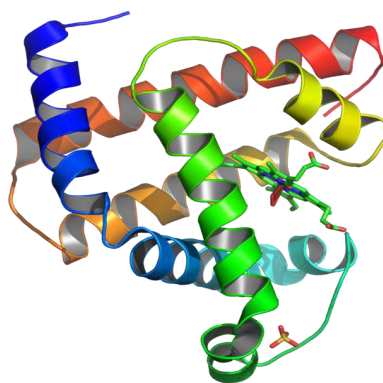
вторичная – пространственная конфигурация полипептидной цепи (α -спирали); цепь стабилизируется водородными связями между группами CO и NH;

третичная – конфигурация, которую спираль принимает в пространстве – глобула;

четвертичная – соединение макромолекул (глобул) в 3-мерную структуру



Вторичная структура белка



Третичная структура миоглобина

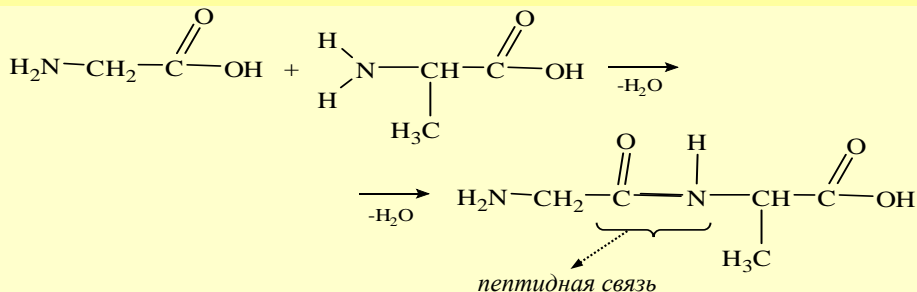
Физические свойства

Белки бывают растворимые в воде (образуют, как правило, коллоидные растворы) и нерастворимые. Нагревание приводит к денатурации – разрыву связей и обугливанию

В состав белков организма человека входят 22 аминокислоты, но число способов их соединения в различные последовательности огромно. Этим объясняется большое разнообразие белков

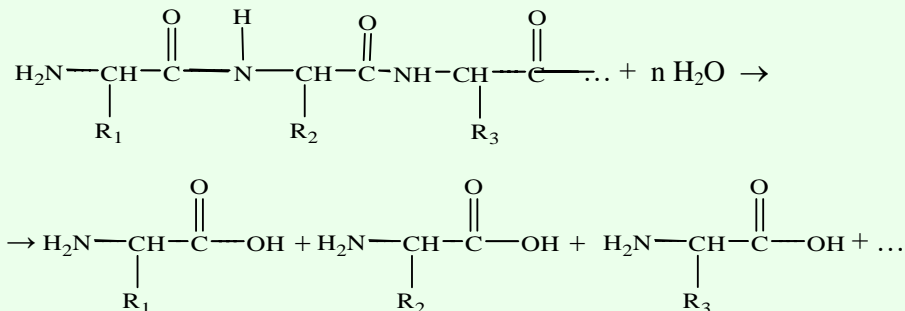
ПОЛУЧЕНИЕ

- из аминокислот:



Химические свойства

- гидролиз (при нагревании со **щелочами** или **кислотами**):



Качественные реакции на белки:

- Биуретова реакция** – на все белки. В **щелочной** среде в присутствии солей Cu(II) образуется сине-фиолетовое окрашивание
- Нингидриновая реакция** (на все аминокислоты): при кипячении с нингидрином образуется сине-фиолетовое окрашивание
- Ксантопротеиновая реакция** – доказательство наличия α-аминокислот, которые содержат ароматическое ядро. При обработке белка концентрированной **HNO₃** появляется жёлтая окраска
- Реакция Милона** (раствор Hg(NO₃)₂ с разбавленной **HNO₃** и примесью **HNO₂**) – для белков, которые содержат фрагмент фенола. При действии реактива на белок выпадает белый осадок, который при стоянии окрашивается в кроваво-красный цвет
- Реакция Фоля** (содержит Pb(CH₃COO)₂ и **щёлочь**) – на группу –SH в белках. Действие реактива приводит к образованию чёрного осадка PbS

ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ

А

- Абельсон (Abelson) Филипп Х., 1913-2004, американский физик **218**
- Авогадро (Avogadro) Амадео, 1776-1856, итальянский химик, **11**
- Агрикола (Agricola) Георгий, 1494–1555), настоящее имя Георг Павер, Пауэр или Бауэр – немецкий минералог, философ, медик **81, 152, 205, 264**
- Альберт Великий, Альберт фон Больштедт (Albertus Magnus, Albert von Bollstädt), ~1193-1280, немецкий философ и богослов **132**
- Аристотель (Ἀριστοτέλης) 384-322 до н.э., древнегреческий философ **211**
- Аррениус (Arrhenius) Сванте Аугуст 1859-1927, шведский физикохимик **41, 52, 86**
- Арфведсон (Arfvedson) Йохан Аугуст, 1792-1841, шведский химик, минералог **105**

Б

- Балар (Balard) Антуан Жером, 1802-1876, французский химик **159**
- Берг Отто Карл, 1873-1939, немецкий химик-спектроскопист, **184, 185**
- Бертоле (Berthollet) Клод Луи, 1748-1822, французский химик **90, 158**
- Берцелиус (Berzelius) Йенс-Якоб, 1779-1848, шведский химик **104, 121, 147, 173, 215, 218, 220, 263**
- Бехер (Becher) Иоган Иохим 1635-1682, немецкий химик, врач, экономист **240**
- Бирингуччо Ванноччо (Biringuccio) 1480-1539), итальянский алхимик, металлург и архитектор **154**
- Блэк (Black) Джозеф, 1728-1799, шотландский физик и химик **109, 110**
- Бойль (Boyle) Роберт, 1627-1691, ирландский химик и физик **11**
- Больцман (Boltzmann) Людвиг, 1844-1906, немецкий химик **4, 37**
- Бош (Bosch) Карл, 1874-1940, немецкий химик-технолог **135**
- Брандт (Brandt) Хённиг, 1630-1710, немецкий алхимик, солдат **132**

- Брандт (Brandt) Георг, 1694-1768, шведский химик **197, 198, 200**
- Брёнстед Йоханнес-Николаус, 1879-1947, датский физикохимик **86**
- Бройль (de Broglie) Луи, 1892-1987, французский физик **11, 15**
- Бунзен (Bunsen) Роберт Вильгельм, 1811-1899, немецкий физик и химик **105**
- Бутлеров Александр Михайлович, 1828-1887, русский химик **221, 283**

В

- Вааге (Vøge) (Waage) Петер, 1833-1900, норвежский химик **41**
- Вакенродер (Wackenroder) Генрих Вильгельм Фердинанд, 1798-1854, немецкий химик и фармацевт **149**
- Валей А. американский физик, **218**
- Ван-дер-Ваальс (van der Waals) Ян Дидерик, 1837-1923, нидерландский физик **35**
- Вант-Гофф (van't Hoff) Якоб Хендрик, 1852-1911, голландский химик **41**
- Василий Валентин, XIV-XV век, немецкий монах-алхимик; приписываемые ему сочинения опубликованы в 1599-1602 гг., возможно, написаны несколькими авторами не ранее 2-й половины XVI в. **142, 154, 207, 209**
- Вельсбах Ауэр фон (Auer Von Welsbach) Карл, 1858-1929, австрийский химик **215**
- Винклер (Winkler) Клеменс Александер, 1838-1904, немецкий химик **103, 121**
- Воклен (Vanquelin) Никола Луи, 1763-1829, французский химик **109, 110, 180**
- Волластон (Wollaston) Уильям Хайд, 1766-1828, английский химик **197, 198, 202**
- Вуд Барнабас, американский дантист **144**
- Вюрц (Wurtz) Шарль Адольф, 1817-1884, французский химик **106, 234, 237**

Г

- Габер (Haber) Фриц, 1868-1934,

немецкий химик и технолог **135**
 Гадолин (Gadolin) Юхан, 1760-1852,
 финский химик **169, 170, 216**
 Ган (Gahn) Юхан Готлиб, 1745-1818,
 шведский химик **184, 185**
 Ган (Хан)(Hahn) Отто, 1879-1968, немецкий
 физик и радиохимик **218**
 Гей-Люссак (Gay-Lussac) Луи Жозеф, 1778-
 1850, французский химик и физик **10,**
11, 114,
 Гейзенберг (Heisenberg) Вернер, 1901-1976,
 немецкий физик **15**
 Генри (Henry) Уильям, 1774-1836,
 английский химик **49**
 Гесс Герман Иванович, 1802-1850,
 русский химик **39**
 Гиббс (Gibbs) Джозайя Уиллард, 1839-1903,
 американский физик **8, 36, 38**
 Гизингер (Hisinger) Вильгельм фон, 1766-
 1852, шведский химик **215**
 Гильберт (Gilbert) Людвиг Вильгельм, 1769-
 1824, немецкий физик **104**
 Гиорсо (Ghiorco) Альберт, 1915-2010,
 американский радиохимик **218, 219**
 Гленденин (Glendenin) Лоренс, 1918-2008,
 американский радиохимик **115**
 Глаубер (Glauber) Иоганн Рудольф, 1604-
 1670, немецкий аптекарь, химик **83**
 Грегор (Gregor) Уильям, 1761-1817,
 английский священник, минералог,
 химик-любитель **173, 175**
 Гьельм (Hjelm) Петер Якоб, 1746-1813,
 шведский химик, **180**
 Гульдберг (Guldberg) Като Максимилиан,
 1836-1902, норвежский физико-химик и
 математик **41**

Д

Дальтон (Долтон) (Dalton) Джон, 1766-1844,
 английский физик и химик **10**
 Дёберейнер (Döbereiner) Иоган Вольфганг
 1780-1849, немецкий химик **19**
 Дебёрен (Debiegne) Андре Луи, 1874-1949,
 французский химик **170**
 Делафонтейн (Delafontaine) Марк, 1838-
 1911, швейцарский химик **216**
 Демарсе (Demarçay) Ежен Анатолий, 1852-
 1903, французский химик **215**
 Джеймс Чарлз (Charles James) 1880 -1928,
 американский химик **216, 218**

Джоуль (Joule) Джеймс Прескотт, 1818-
 1889, английский физик **8**
 Дорн (Dohrn) Фридрих Эрнест, 1848-
 1916, немецкий физик **166**
 Дэви (Davy) Хамфри, 1778-1829,
 английский химик и физик **72, 105,**
106, 109, 114, 246
 Дэви (Davy) Эдмунд, 1785-1857, англий-
 ский химик **246**

Ж

Жолио-Кюри (Joliot-Curie) супруги:
 Фредерик, 1900-1958 и Ирэн, 1897-
 1956, французские физики **118**

З

Зелинский Николай Дмитриевич, 1861-
 1953, русский и советский химик-
 органик **246, 248**
 Зинин Николай Николаевич, 1812-1880,
 русский химик-органик **273, 278, 281**

К

Кавендиш (Cavendish) Генри, 1731-1810,
 английский химик **98**
 Касциароло Винченцо, 16-17в, итальян-
 ский сапожник и алхимик **112**
 Кекуле (Stradonitz) Фридрих Август фон
 Штрадониц 1829-1896, немецкий
 химик **248**
 Кельвин (Kelvin) Уильям Томсон, 1824-
 1907, английский физик и химик **4, 5, 6**
 Кирхгоф (Kirchhoff) Густав Роберт, 1824-
 1887, немецкий химик **105**
 Клапейрон (Clapeyron) Бенуа Поль Эмиль
 (Бенедикт Петр), 1799-1864,
 французский физик, инженер **12**
 Клапрот (Klaproth) Мартин Генрих, 1743-
 1817, немецкий химик **173, 175, 218**
 Клаус Карл Карлович, 1796-1864, русский
 химик **149, 191, 192**
 Клеве (Cleve) Пьер Теодор, 1840-1905,
 шведский химик **166, 216**
 Клечковский Всеволод Маврикиевич,
 1900-1974, русский и советский
 агрохимик **16**
 Кодама Сачико (Sachiko Kodama), 1970,
 японский учёный и художник, **190**

Кольбе Адольф Вильгельм Герман (Kolbe)
1818-1884, немецкий химик **263**
Коновалов Михаил Иванович, 1858-1906,
русский химик-органик **235, 250**
Кориэлл (Coryell) Чарльз Д., 1912-1971,
американский радиохимик **215**
Корсон (Corson) Дейл Раймонд, 1914-2012,
американский физик **159**
Костер (Koster) Дирк, 1889-1950,
голландский физик, химик **173, 175**
Крафтс (Crafts) Джеймс Мейсон, 1839-1917,
американский химик **248**
Кроншtedт (Cronstedt) Аксель Фредерик,
1722-1765, датский химик **201, 202**
Крото (Kroto) Гарольд Уолтер, 1939-2016,
британский химик **3**
Крофорд (Crowford) Адер, 1748-1795,
английский химик **109**
Крукс (Crookes) Уильям, 1832-1919,
английский химик **114**
Крэнстон (Cranston) Джон, английский
физик **218**
Куртуа (Courtois) Бернер, 1777-1838,
французский химик **159**
Кучеров Михаил Григорьевич, 1850-1911,
русский химик-органик **246, 260, 271,**
Кюри (Curie) Пьер, 1859-1906, французский
химик и физик **5, 109**
Кюри (Curie) Мария Склодовская, 1867-
1934, польский физикохимик **5, 109, 147**

Л

Лавуазье (de Lavoisier) Антуан Лоран, 1743-
1794, французский химик **9, 39**
Ладенбург (Ladenburg) Альберт, 1842-1911,
немецкий химик-органик **237**
Лаплас (Laplace) Пьер-Симон, маркиз де,
1749-1827, французский математик,
физик, астроном **39**
Ларш (Larsh) Альмон Е. (1929),
американский физик **219**
Лауэ (Laue) Макс фон, 1879-1960, немецкий
физик **175**
Латимер (Latimer) Роберт М., 1934-1998,
американский физик **219**
Лебедев Сергей Васильевич, 1874-1934,
русский, советский химик **243, 251**
Лёвиг Карл Якоб, 1803-1890, немецкий
химик **159**

Лекок де Буабодран (Lecoq de
Voisbaudran) Поль Эмиль, 1838-1912,
французский химик **114, 215, 216**
Ле Шателье (Le Chatellier) Анри Луи,
1850-1936, французский физико-
химик **45, 166**
Липман (Lipmann) Фриц Альберт, 1899-
1986, немецко-американский
биохимик, **289**
Локьер (Lockyer) Норман, 1836-1920,
английский астроном **143, 166**
Ломан (Lohmann) Карл, 1898-1978,
немецкий биохимик, **289**
Ломоносов Михаил Васильевич, 1711-
1765, русский ученый, поэт,
энциклопедист **9**
Лоури (Lowry) Томас Мартин, 1874-1936,
британский химик **86**
Льюис (Lewis) Гилберт Ньютон 1875-
1946, американский физико-химик **87**
Люттрингхаус (Lüttinghaus) Артур,
немецкий химик **232**

М

Майер Михаил, 1568-1622, немецкий
монах-алхимик **141**
Маккензи (Mackenzie) Кеннет, 1912-2002,
американский физик **159**
Макмиллан (McMillan) Эдвин Маттисон,
1907-1991, американский физик **218**
Маргграф (Marggraf) Андреас Сигизмунд,
1709-1782, немецкий химик и
металлург **137**
Маринский (Marinsky) Джейкоб Акиба,
1918-2005, американский физик **215**
Мариньяк (Marignac) Шарль Галиссар де,
1817-1894, швейцарский химик **215**
Мариотт (Mariotte) Эдм, 1620-1684,
французский физик **11**
Марковников Владимир Васильевич
1837-1904, русский химик **237, 241,**
243, 245
Мейер (Meyer) Юлиус Лотар, 1830-1895,
немецкий химик, **19, 25**
Мейтнер (Meitner) Лизе, 1878-1968,
австрийский химик **218**
Менделеев Дмитрий Иванович, 1837-1907,
русский химик **12, 15, 19, 20, 23, 25, 26,**
47, 115

Морган Л.О. (Morgan), американский физик, **218**

Мосандер (*Mosander*) Карл Густав, (1797-1858) шведский химик и хирург **170, 216**

Муассан (Moissan) Анри, 1852-1907, французский химик **126, 159**

Мюллер фон Райхенштайн (Müller von Reichenstein) Ференц Йосеф, 1740-1825, австро-венгерский минералог **147**

Н

Наполеон I Бонапарт (Napoléon Bonaparte) 1769-1821, французский император, полководец **122**

Наполеон III (Napoléon III) Шарль Луи Бонапарт, 1808-1873, последний французский монарх, премьер-министр Наполеона I, **115**

Нильсон (Nilson) Ларс Фредрик, 1840-1899, шведский химик **170**

Ноддак (Noddack), супруги: Вальтер Карл Фридрих, 1893-1960 и Ида (Ида Таке), 1896-1978, немецкие физико-химики **184, 185**

Ньюлендс (Newlands) Джон Александр Рейна, 1837-1898, английский химик **19**

Ньютон (Newton) Исаак, 1643-1727, английский математик, астроном, физик и алхимик **5**

О

Оганесян Юрий Цолакович, 1933, российский физик, академик **26, 166**

Олдинг (Odling) Уильям, 1829-1921, английский химик **19**

Оствальд (Ostwald) Вильгельм Фридрих, 1853-1932, немецкий физикохимик **56**

П

Парацельс (Paracelsus), Филипп Аурсол Теофаст Бомбаст фон Гогенгейм, 1493-1541, немецкий врач и естествоиспытатель **210**

Паскаль (Pascal) Блез, 1623-1662, французский философ, писатель, математик и физик **5**

Паули (Pauli) Вольфганг, 1900-1958, швейцарский химик **16**

Пере (Perey) Маргарит, 1909-1975, французский радиохимик **105**

Перрье (Perrier), Карло 1886-1948, итальянский химик **184, 185**

Планк (Planck) Макс Карл Эрнст Людвиг, 1858-1947, немецкий физик **4, 15**

Полинг (Pauling) Лайнус Карл, 1901-1994, американский химик **20, 25, 83, 97**

Пристли (Priestly) Джозеф Луи, 1733-1804, британский химик, священник **145, 147**

Пруст (Proust) Жозеф Луи, 1754-1826, французский химик **10**

Р

Райх (Reich) Фердинанд, 1799-1882, немецкий физик **114**

Рамзай (Ramsay) Уильям, 1852-1916, английский химик **165, 166**

Резерфорд (Rutherford) Даниел, 1749-1819, шотландский физик и химик **132**

Резерфорд (Rutherford) Эрнест, 1871-1937, британский физик **20**

Рио дель Андрес Мануэль, 1764-1846, мексиканский минералог **177**

Рихтер (Richter) Иеримия Вениамин, 1762-1807, немецкий химик **13**

Рихтер (Richter) Хиронимус Теодор, 1824-1896, немецкий химик **114**

Рэй (Ray) Джон, 1627-1705, английский натуралист, **263**

Рэлей (Rayleigh) лорд Джон Уильям Стретт, 1842-1919, английский физик **143**

С

Сегре (Segrè) Эмилио Джино, 1905-1989, итальянский физик **159, 184, 185**

Семёнов Николай Николаевич, 1896-1986, русский физико-химик, **235, 250, 260**

Сефстрем (Sefström) Нильс Габриэль, 1787-1845, шведский химик **177**

Сиборг (Seaborg) Гленн Теодор, 1912-1999, американский химик и физик **218, 219**

Сиккелэнд Т. (Sikkeland) Торбьёрн, 1923-2014, норвежский химик, физик **219**

Скалинггер (Scaliger) Юлий Цезарь (наст. имя Джулио Бордоли, Bordoli), 1484-1558, французский ученый и поэт **202**

Скот (Scott) Роберт Фолкон, 1868-1912, британский полярный исследователь **122**

Снядецкий Енджей, 1768-1838, польский химик и врач **191**

Соваж (Sauvage) Жан-Пьер, 1944, французский химик **231**

Содди (Soddy) Фредерик, 1877-1956, английский радиохимик **218**

Соре (Soret) Жак Луи, 1827-1890, шведский химик **216**

Стоддарт (Stoddart) Джеймс Фрейзер, 1942, шотландский и американский химик, **231**

Стрит (Street) Кеннет мл., 1920-2006, американский радиохимик **219**

Т

Таке Ида (Ida Noddack-Tackes), Ида Ноддак Таке, (жена Вальтера Ноддака), 1896-1978, немецкий физико-химик **184, 185**

Тенар (Thenard) Луи Жак, 1777-1857, французский химик **114**

Теннант (Tennant) Смитсон, 1761-1815, английский химик **191, 197, 199**

Томсон (Thomson) Сэр Джозеф Джон, 1856-1940, английский физик **20**

Томпсон (Thompson) Стенли Джеральд, 1912-1976, американский физик **219**

Траверс (Travers) Моррис Уильям, 1872-1961, английский химик **166**

У

Урбен (Urbain) Жорж, 1872-1938, французский химик **216**

Усанович Михаил Ильич, 1894-1981, советский физико-химик **87**

Ф

Фаданци (Fidanza) (Бонавентура) Джованни, ок.1218, итальянский теолог, алхимик, кардинал **85**

Фарадей Майкл (Faraday) Майкл, 1791-1867, английский физик **4, 72, 106**

Фаянс (Fajans) Казимир, 1887-1975, американский физико-химик **47, 219**

Феринга Бернард, 1951, нидерландский химик, **231**

Флек Э., английский радиохимик **219**

Франк (Franck) Джеймс, 1882-1964, немецко-американский физик **175**

Фридель (Friedel) Шарль, 1832-1899, французский химик-органик **248**

Х

Харвей (Harvey) Бернард Дж., 1919-2016, американский физик **219**

Хатчетт (Гетчет) (Hatchett) Чарльз, 1765–1847, английский химик **177**

Хевеши (Hevesy) Дьёрдь (Георг), 1885-1966 венгерский химик **173, 175**

Хунд (Гунд) (Hund) Фридрих, 1896- 1997, немецкий физик **17**

Ч

Чернышевский Николай Гаврилович, 1828-1889, русский литературный критик, писатель, публицист **115**

Чоппин (Choppin), Грегори Роберт, 1927-2015, Дж.Р., американский физик **219**

Чичибабин Алексей Евгеньевич, 1871-1945, русский химик **279**

Ш

Шанкуртуа (Chancourtois) Александр Эмиль Бегуйе де, 1820-1886, французский химик и геолог **19**

Шарль(Charles) Жак Александр Сезар, 1746-1823, французский учёный, **11**

Шееле (Sheele) Карл Вильгельм, 1742-1786, шведский химик **145, 147, 159, 182, 229, 255**

Шенбайн (Schönbein) Христиан Фридрих, 1799-1868, швейцарский химик **148**

Шилл Г., немецкий химик **232**

Штромейер (Stromeyer) Фридрих, 1776-1835, немецкий химик **211**

Э

Эрстед (Ørsted) Ханс Христиан, 1777-1851, датский физик **114, 115**

Эйнштейн (Einstein) Альберт, 1879-1955, немецкий физик **10**

Экеберг (Ekeberg) Андерс Густав, 1767-1813, шведский минералог **177**

Элуяр (Эльгуйяр) (Elhuyar), братья: Фаусто де (1755-1833) и Хуан Хосе де (1754-1796) испанские химики и минералоги **180, 182**

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

D

d-элементы, 18, 168
свойства, 168

F

f-элементы, 18, 214, 217

P

p-элементы, 18, 113
получение, 113
свойства, 113

S

s-элементы, 18, 97

A

Аденин, 287
Аденозинтрифосфат, 289, *см.* АТФ
Азот, 130
 кислоты, 137
 оксиды, 136
 основные характеристики, 131
 получение, 130
 применение, 144
 происхождение названия, 130
 свойства, 133
 соединения, 134
 соли кислот, 138
Азотсодержащие органические
 соединения, 280
 сравнительная таблица, 280
Актиний, 169, *См.* Подгруппа скандия
Актиноиды, 217
 основные характеристики, 218
 свойства элементов, 217
Алкадиены, 242
 изомерия, 242
 номенклатура, 242
 получение, 243
 применение, 242
 свойства, 242, 243
Алканы, 223
 изомерия, 233
 номенклатура, 233
 получение, 234
 применение, 233
 природные источники, 234
 свойства, 234, 235

Алкены, 223
 изомерия, 239
 номенклатура, 239
 получение, 240
 применение, 240
 свойства, 240, 241

Алкин, 223

Алкины, 244
 изомерия, 244
 нахождение в природе, 246
 номенклатуры, 244
 получение, 244
 применение, 245
 свойства, 245

Алкоголи, 252

Алмаз, 120, 122

Альдегиды, 259
 изомерия, 259
 номенклатура, 259
 применение, 261
 свойства, 261

Алюминий, 115
 основные характеристики, 114
 применение, 116
 происхождение названия, 114
 свойства, 115
 соединения, 116

Алюмосиликаты, 114

Аминокислоты, 274
 амфотерный характер, 275
 заменяемые, 276
 изомерия, 274
 классификация, 274
 названия, 274
 незаменимые, 276
 номенклатура, 274
 получение, 275
 применение, 276
 свойства, 275, 276

Амины, 272

 классификация, 272
 номенклатура, 272
 основность ароматических, 272
 получение, 273
 применение, 272
 свойства, 272, 273

Аммиак, 134, 135

Аммоний, 135

Анилин, 272

Анион, 52

Анод, 52
 инертный, 70
 нерастворимый, 68
 растворимый, 68, 70
 Антимонит, 141
 Антимониум, 142
 Аргинин, 276
 Аргон, 165, *См.* Благородные газы
 происхождение названия, 166
 Арены, 247
 делокализация связей, 247
 заместители электроакцепторные, 249
 заместители электродонорные, 249
 изомерия, 247
 номенклатура, 247
 получение, 248
 применение, 248
 свойства, 248, 249
 сопряжение, 247
 Ароматические углеводороды, 247
 Арсенопирит, 130
 Арсин, 142
 Астат, 158, *См.* Галогены
 происхождение названия, 159
 Атом, 9
 заряд, 27
 радиус, 24
 электронное строение, 15
 Атомная орбиталь
 форма, 15
 АТФ, 289
 Ацетиленовые углеводороды, 244
 Аэрогены, 165

Б

Барий, 108, *См.* Щелочноземельные металлы
 происхождение названия, 109
 Барит, 112
 Белки, 290
 качественные реакции, 291
 получение, 291
 свойства, 290, 291
 структура, 290
 Бензол дьюаровский, 240
 Бензол Ладенбурга, 237
 Бериллий, 110
 происхождение названия, 109
 свойства, 111
 соединения, 111
 Берлинская лазурь, 194

Благородные газы, 165
 основные характеристики, 166
 получение, 165
 применение, 165
 свойства, 165
 соединения, 167
 Блок элементов, 21
 Бокситы, 114
 Бор, 117
 основные характеристики, 114
 применение, 118
 происхождение названия, 114
 свойства, 117
 соединения, 117, 118
 Бораны, 117
 Бориды, 118
 Бром, 158, *См.* Галогены
 происхождение названия, 159
 Бура, 114

В

Валентность, 27, 31, 33
 Валин, 276
 Ванадий, 176, *См.* Подгруппа ванадия
 происхождение названия, 177
 Ван-дер-ваальсово взаимодействие, 35
 Вестий, 191
 Винный камень, 229, 263
 Висмут, 130
 основные характеристики, 131
 получение, 130
 применение, 144
 происхождение названия, 130
 свойства, 141
 соединения, 142, 143
 сульфиды, 144
 Висмутин, 142
 Вода, 99
 жёсткость, 112
 очистка, 99
 получение, 99
 применение, 100
 свойства, 100
 тяжёлая, 100
 Водород, 97
 изотопы, 98
 основные характеристики, 97
 получение, 97
 применение, 98
 происхождение названия, 97
 свойства, 98

Водородный показатель. *См.*
Электролитическая диссоциация
Возбуждение, 18
 последовательность, 18
Возбуждённое состояние, 5
Вольфрам, 179
 подгруппа хрома, 179
 происхождение названия, 180
Воски, 268
 применение, 269
Восстановитель, 61, 62
Восстановление, 61, 66
Вюрцит, 28

Г

Галит, 105
Галлий, 113
 основные характеристики, 114
 получение, 113
 применение, 119
 происхождение названия, 114
 свойства, 113, 119
 соединения, 119
Галогены, 158
 кислородсодержащие кислоты, 163
 основные характеристики, 159
 получение, 158
 применение, 158, 164
 свойства, 160
 соединения с кислородом, 162
Гальванический элемент, 68
Гаусманит, 184
Гафний, 172, *См.* Подгруппа титана
 происхождение названия, 173
Гелий, 165, *См.* Благородные газы
 происхождение названия, 166
Гематит, 191
Генетическая связь между классами
 неорганических соединений, 96
Германий, 121
 основные характеристики, 121
 применение, 129
 свойства, 128
 соединения, 128, 129
Гетероциклические соединения, 277
 классификация, 277
 применение, 277
Гибридизация, 29, *См.* Связь
 атомных орбиталей, 29
Гидразин, 134
Гидриды, 102

Гидролиз, 95
 количественные характеристики, 95
 силикатов, 95
 совместный, 95
 солей, 95
Гидротартрат, 106
 качественная реакция на К. *См.* Винная
 кислота
Глицерин, 229, 255
Глицин, 276
Глюкоза, 283
 свойства, 284
 форма, 284
Графит, 122
Группа, 21
Гуанин, 287

Д

Давление, 7
 нормальное, 4
Дейтерий, 98
Диастереоизомер, 222
Диены, 242
Диоксан, 265
Диоксин, 265
Дипольный момент, 31
Дисахариды, 285
Диссоциация
 воды. *См.* Электролитическая
 диссоциация
Дифосфин, 133, 134
ДНК, 288
Доли, 50, *См.* Состав раствора
 массовая, 50
 молярная, 50
 объёмная, 50
Дублет, 27

Е

Единицы
 давления, 7
 длины, 6
 количества вещества, 6
 массы, 6
 объёма, 6
 относительной атомной массы, 7
 относительной молекулярной массы, 7
 плотности, 6
 температуры, 6
 теплоты, 8
 формульные, 6

энергии, 8

Ж

Железо, 190, 209, *См.* Подгруппа железа
происхождение названия, 191

Желудочный сок, 58

Жиры, 255, 268

животные, 268

применение, 269

растительные, 268

состав, 269

З

Закон

Авогадро, 11

Бойля-Мариотта, 11

Гей-Люссака, 11

Генри, 49

Гесса, 39

действующих масс, 41

кратных отношений, 10

Лавуазье-Лапласа, 39

объёмных отношений, 10

периодический, 19

постоянства состава, 10

разбавления Оствальда, 56

сохранения массы, 9

сохранения энергии, 10

термохимии второй, 39

термохимии первый, 39

Фарадея, 72

Шарля, 11

эквивалентных масс, 13

Заряд

знак, 5

протона, 4, 14

электрона, 4

ядра, 20, 24

Золото, 141, 205, 207, 209, 213, *См.*

Подгруппа меди

происхождение названия, 206

И

Изомерия

кресло-ванна, 222

положения заместителей, 221

положения кратных связей, 221

пространственная, 221

структурная, 221

углеродного скелета, 221

характера функциональной группы, 221

Изотоп, 14

Имидазол, 277

Ингибитор, 42

Индий, 119

основные характеристики, 114

получение, 113

применение, 119

происхождение названия, 114

свойства, 113, 119

соединения, 119

Индикаторы, 54

Интергалогениды, 162

Иридиевая аномалия, 196

Иридий, 196, *См.* Подгруппа кобальта
происхождение названия, 196

Иридомин, 197

Иттербий, 214

происхождение названия, 170

Иттрий, 169, *См.* Редкоземельные
элементы

происхождение названия, 170

Й

Йод, 158, *См.* Галогены

происхождение названия, 159

К

Кадмий, 210

подгруппа цинка, 210

происхождение названия, 211

Калий, 104, *См.* Щелочные металлы

происхождение названия, 104

свойства, 104

Кальций, 108, *См.* Щелочноземельные
металлы

происхождение названия, 109

Карбиды, 126

Карбин, 122

Карбонаты, 125

Карбоновые кислоты, 262

жирные, 262

изомерия, 262

кислотность, 264

названия, 262

нахождение в природе, 264

получение, 262

применение, 264

свойства, 263

соли, 264

Карналлит, 105

Катализ, 42

гетерогенный, 42
 гомогенный, 42
 отрицательный, 42
 положительный, 42
 Катализатор, 42, 44
 Катенан, 231, 232
 Катион, 52
 Катод, 52
 Качественная реакция, 106
 на альдегиды, 261
 на амины, 273, 280
 на белки, 291
 на глюкозу, 284
 на двойную связь, 241, 243
 на железо, 194
 на иод, 161
 на калий, 106
 на карбонат-ион, 125
 на крахмал, 286
 на многоатомные спирты, 256, 284, 285
 на натрий, 106
 на тройную связь, 246
 озон, 148
 щелочноземельные металлы, 108
 щелочные металлы, 104, 106
 Квантовая ячейка, 17
 Квантовое число, 15, 16
 главное, 15
 магнитное, 15
 орбитальное, 15
 спиновое, 15, 17
 Квасцы, 114
 Кекулен, 248
 Кетоны, 259
 изомерия, 259
 номенклатура, 259
 получение, 260
 Кинетика, 43
 Кинетика химическая, 40
 Кислород, 145, 148
 основные характеристики, 147
 применение, 154
 происхождение названия, 145
 свойства, 146, 148
 Кислородсодержащие органические соединения
 сравнительная таблица, 270
 Кислота
 азотистая, 137
 азотная, 85, 137
 азотноватистая, 137
 винная, 221, 222, 229
 галловая, 229
 кремниевые, 124
 купоросная, 154
 лимонная, 229
 метафосфорная, 140
 молочная, 145, 229
 мочевая, 145
 муравьиная, 263
 ортофосфорная, 140
 пероксодисерная, 153
 пиросерная, 153
 пирофосфорная (дифосфорная), 140
 плавиковая, 161
 серная, 85, 152
 сернистая, 152
 сильная, 95
 синильная, 145
 слабая, 95
 соляная, 161
 тиосерная, 153
 угольная, 124
 уксусная, 263
 фосфорная, 288
 фтороводородная, 161
 хлороводородная, 161
 щавелевая, 145, 229
 яблочная, 229
 Кислоты
 взаимодействие с металлами, 85
 классификация, 81
 номенклатура, 82
 нуклеиновые, 287
 получение, 83
 свойства, 82, 84
 сила, 83
 Классификация
 кислот, 81
 неорганических соединений, 73
 окислительно-восстановительных
 реакций, 63
 оксидов, 74
 органических реакций, 227
 органических соединений, 223
 оснований, 78
 растворов, 46
 солей, 88
 химических реакций, 59, 60
 Клетчатка, 285, 286
 Кобаль, 196
 Кобальт
 происхождение названия, 196
 Кобальтит, 197

- Кобольд, 197
- Количество вещества, 6
единица, 6
- Константа
гидролиза, 95
диссоциации, 57
равновесия, 44
растворимости, 54
- Конформация
ванна, 236
кресло, 236
транс-, 236
цис-, 236
- Концентрация. *См.* Состав раствора
молярная, 50
нормальная, 50
эквивалентная, 50
- Корунд, 114
- Краун-эфир, 265, 266
- Крахмал, 285
- Кремний, 120
аллотропные формы, 122
основные характеристики, 121
получение, 120
происхождение названия, 121
свойства, 120, 123
соединения, 124
- Криолит, 114
- Криптон, 165, *См.* Благородные газы
происхождение названия, 166
- Кровь, 58
- Ксенон, 165, *См.* Благородные газы
происхождение названия, 166
- Купорос
железный, 154
медный, 90
- Купоросное масло, 154
- Л**
- Лантан. *См.* Редкоземельные элементы
происхождение названия, 170
- Лантаноиды, 214
основные характеристики, 215
свойства, 214
- Литий, 104, *См.* Щелочные металлы
происхождение названия, 105
- Лонсдейлит, 122
- М**
- Магнезит, 90
- Магнетит, 191
- Магний, 108
получение, 108
происхождение названия, 109
свойства, 111
соединения, 111
- Мазурий, 185
- Мальтоза, 285
- Манганит, 184
- Манноза, 283
- Марганец, 183, *См.* Подгруппа марганца
происхождение названия, 184
- Масса, 6
атомная единица, 4
взаимосвязь со свойствами, 19
молярная, 7
молярная газа по воздуху, 12
молярная эквивалента, 7
молярная эквивалента. *См.* Эквивалент
нейтрона, 14
относительная атомная, 7, 14
относительная молекулярная, 7
покоя нейтрона, 4
покоя электрона, 4
протона, 14
- Массовое число, 7, 14
- Медь, 205, 209, 231
происхождение названия, 206
- Межмолекулярные взаимодействия, 35
- Мел, 90
- Металличность, 20, 24
- Механизм
дативный, 28
действия катализатора, 42
донорно-акцепторный. *См.* Связь
обменный. *См.* связь
образования связи, 28, 31, 33, 34
цепной, 235
электролитической диссоциации, 53
- Мирабилит, 90, 105
- Молекула, 9
- Молекулярная машина, 231
- Молекулярный поршень, 232
- Молибден, 179, *См.* Подгруппа хрома
происхождение названия, 180
- Молибденит, 180
- Молярная газовая постоянная, 4
- Моносахариды, 283, 287
классификация, 283
получение, 283
- Мрамор, 90
- Муассанит, 126
- Мыла, 264

Мышьяк, 130
основные характеристики, 131
получение, 130
применение, 144
происхождение названия, 130
свойства, 141
соединения, 142, 143
сульфиды, 144

Н

Названия
рациональные, 226
тривиальные, 226
Натрий, 104, *См.* Щелочные металлы
происхождение названия, 104
Нафтенy, 236
Неметалличность, 20, 24
Неэлектролиты, 52
Никель, 201, *См.* Подгруппа никеля
происхождение названия, 201
Никотин, 226
Ниобий, 176, *См.* Подгруппа ванадия
происхождение названия, 177
Номенклатура
в органической химии, 224
ИЮПАК, 224
международная, 224
рациональная, 226
систематическая, 224
Номер
атомный, 21
группы, 21
периода, 21
Нуклеиновые кислоты
роль в биологии, 289
свойства, 289
Нуклеозид, 288
Нуклеотид, 287, 288
Нуклон, 14

О

Обозначение
физических величин, 5
Объём, 6
молярный, 4
эквивалентный. *См.* Эквивалент
Оганессон, 165
получение, 165
происхождение названия, 166
Озон, 148
применение, 154

свойства, 148
Окисление, 61
Окислитель, 61, 62
Окислительно-восстановительная
двойственность, 62
Окислительно-восстановительные
реакции, 61
влияние среды, 65
влияние факторов на, 65
внутримолекулярные, 63
диспропорционирования, 63
значение, 62
классификация, 63
конпропорционирования, 63
межмолекулярные, 63
репропорционирования, 63
составление уравнений, 64
Оксид
амфотерный, 74
кислотный, 74
классификация, 76
минералы, 76
несолеобразующий, 74
номенклатура, 74
основный, 74
получение, 75
свойства, 76, 77
солеобразующий, 74
Октет, 27
Олефины, 239
Олово, 209
аллотропные формы, 122
белое, 122
получение, 120
применение, 129
свойства, 120
своства, 128
серое, 122
соединения, 128, 129
Оловянная чума, 122
Орбиталь, 15
заполнение электронами, 17
последовательность заполнения
электронами, 16
форма, 15
энергия электронов. *См.* Энергия
Органическая вода, 265
Ориентанты
второго рода, 249
первого рода, 249
Осмий, 190, *См.* Подгруппа железа
происхождение названия, 191

- Осмирид, 191, 197
- Основание
азотистое, 288
сильное, 95
слабое, 95
- Основания
классификация, 78
номенклатура, 78
органические, 287
по Аррениусу, 86
по Брёнстеду-Лоури, 86
по Льюису, 86
по Усановичу, 86
получение, 79
свойства, 79, 80
- Отношения, 51, *См.* Состав раствора
количеств компонентов, 51
массовые, 51
объёмные, 51
- П**
- Палладий, 201, *См.* Подгруппа никеля
происхождение названия, 201
- Парафины, 233
- Пепсин, 42
- Переходный элемент, 168
- Период, 21
- Периодическая система, 21
- Периодическая система элементов, 22, 23,
См. Закон периодический
длинный вариант, 22
Закон периодический, 23
короткий вариант, 23
- Периодичность, 21
- Пероксид водорода, 66, 101
восстановление, 66
диспропорционирование, 66
окисление, 66
получение, 101
применение, 101
свойства, 101
- Пиридин, 279
- Пирит, 191
- Пироксилин, 286
- Пирролизит, 184
- Пиррол, 278
- Платина, 201, *См.* Подгруппа никеля
происхождение названия, 201
- Плотная упаковка атомов, 33
- Плотность
вещества, 6
воды, 6
воздуха, 6
газа по воздуху, 12
относительная, 6, 12
электронная, 27, 230
- Подгруппа ванадия, 176
основные характеристики, 177
получение элементов, 176
применение, 178
свойства элементов, 176
соединения, 178
- Подгруппа железа, 188
основные характеристики, 191
получение элементов, 190
применение, 195
свойства элементов, 192
соединения, 193
- Подгруппа кобальта, 188, 196
основные характеристики, 197
получение элементов, 196
применение, 198
соединения, 199
соли и комплексные соединения, 200
- Подгруппа марганца, 183
основные характеристики, 184
получение элементов, 183
применение, 187
свойства, 183
свойства элементов, 185
соединения, 186
соли и комплексные соединения, 187
- Подгруппа меди, 205
оксиды и гидроксиды, 208
основные характеристики, 206
получение элементов, 205
применение, 209
свойства элементов, 205, 207
- Подгруппа никеля, 188, 201
основные характеристики, 202
получение элементов, 201
применение, 204
свойства элементов, 203
соединения, 203, 204
- Подгруппа скандия, 169, *См.*
Редкоземельные элементы
получение элементов, 169
- Подгруппа титана, 172
основные характеристики, 173
получение, 172
применение, 175
свойства, 172
свойства элементов, 174

соединения, 174
 Подгруппа хрома, 179
 кислоты, 182
 основные характеристики, 180
 получение, 179
 получение элементов, 179
 применение, 182
 свойства, 179
 свойства элементов, 181
 соединения, 181
 соли и комплексные соединения, 182
 Подгруппа цинка, 210
 основные характеристики, 211
 получение элементов, 210
 применение, 213
 свойства элементов, 210
 соединения, 212
 Подуровень, 15
 Поликумулен, 122
 Полиметилены, 236
 Полипептиды, 290
 Полисахариды, 285
 получение, 285
 применение, 285
 Поллуцит, 105
 Полоний
 оксиды, 156
 получение, 155
 применение, 156
 происхождение названия, 145
 свойства, 146, 155
 соединения, 157
 Порох чёрный, 138
 Постоянная
 Авогадро, 4
 Планка, 4
 Фарадея, 4, 72
 Правило
 Вант-Гоффа, 41
 знаков термодинамическое, 8, 38
 знаков термохимическое, 8, 38
 Клечковского, 16
 Марковникова, 241, 245
 октета, 27
 Полинга, 83
 Хунда, 17
 Призман, 237
 Принцип
 Ле Шателье, 45
 минимума энергии, 16
 неопределённости, 15
 Паули, 16

Произведение растворимости, 54
 Пролин, 276
 Промотор, 42
 Протеины, 290
 Процесс
 Габера-Боша, 135
 обратимый, 52
 растворения, 47
 физико-химический, 47
 эндотермический, 37
 Птиамин, 42
 Пурин, 278

Р

Равновесие химическое, 43, 158
 сдвиг, 45
 Радий
 происхождение названия, 109
 Радон, 165, *См.* Благородные газы
 происхождение названия, 166
 Растворимость, 46, 55
 влияющие факторы, 47
 газов, 49
 жидких веществ, 48
 коэффициент, 46
 солей, 48
 таблица, 55
 твёрдых веществ, 48
 Растворитель, 46
 Растворы, 46
 выражение состава. *См.* Состав
 раствора
 газообразные, 46
 жидкие, 46
 классификация, 46
 концентрированные, 46
 насыщенные, 46
 ненасыщенные, 46
 пересыщенные, 46
 разбавленные, 46
 твёрдые, 46
 тепловые явления, 47
 Реагент
 нуклеофильный, 228
 электрофильный, 228
 Реактив Гриньяра, 110
 Реакции
 без изменения степени окисления, 59, 60
 биуретова, 291
 Бутлерова, 283
 Ваккенродера, 149

Вильямсона, 265
 внутримолекулярная, 59
 Вюрца, 237
 замещения, 59, 60, 227
 Зелинского, 246, 248
 Зинина, 273
 изменение энтропии, 37
 изомеризации, 227
 ионная, 58, 228
 классификация, 59, 60, 223
 Клауса, 149
 Коновалова, 235
 крекинг, 235
 ксантопротеиновая, 291
 Кучерова, 246, 260
 Марггграфа, 137
 межмолекулярная, 59
 Милона, 291
 молекулярность, 44
 необратимая, 43, 58, 60
 нингидриновая, 291
 нитрования, 235
 нуклеофильная, 229
 обмена, 59, 60
 обратимая, 43, 58, 60
 обратная, 43
 окисления, 227
 окислительно-восстановительная, 59, 60
 окислительно-восстановительные.
 См. Окислительно-восстановительные реакции
 омыления, 255
 отщепления, 227
 полимеризации, 227
 присоединения, 227
 прямая, 43
 радикальная, 228
 радиолиза, 42
 разложения, 59, 227
 с изменением степеней окисления, 59
 серебряного зеркала, 261
 серебряного зеркала, 283, 284
 скорость, 40, 43
 соединения, 59, 60
 тепловой эффект, 8, 37, 39
 термохимическое уравнение, 38
 Толленса, 261
 Чичибабина, 279
 факторы влияющие на скорость, 40
 Фоля, 291
 фотохимическая, 42
 Фриделя – Крафтса, 248

цепная, 235
 экзотермическая, 60
 электрофильная, 229
 элиминирования, 227
 эндотермическая, 60
 Редкоземельные элементы, 169, 170, *См.*
 Подгруппа скандия, *См.* Подгруппа
 скандия
 применение, 171
 свойства, 171
 соединения, 171
 Рений, 183, *См.* Подгруппа марганца
 происхождение названия, 184
 Рибоза, 287, 288
 РНК, 288
 Родий, 196, *См.* Подгруппа кобальта
 происхождение названия, 196
 Ротаксан, 232
 Ртуть, 209, 210, 213, *См.* Подгруппа цинка
 происхождение названия, 211
 Рубидий, 104, *См.* Щелочные металлы
 происхождение названия, 105
 Рутений, 190, 192, *См.* Подгруппа железа
 происхождение названия, 191
 Ряд напряжений
 анионов, 69
 металлов, 68, 69

С

Сахара, 282
 Сахароза, 285
 Свинец, 207, 209
 получение, 120
 применение, 129
 свойства, 120, 128
 соединения, 128, 129
 Свинцовый сахар, 90
 Связь
 π-, 30
 σ-, 30
 ван-дер-ваальсово взаимодействие, 35
 водородная, 27, 29, 34
 делокализация, 33
 длина, 30, 34
 ионная, 27, 31
 ковалентная, 27, 28
 кратность, 30
 межмолекулярная, 27
 межмолекулярные взаимодействия, 35
 металлическая, 27, 33
 механическая, 232

- направленность, 30, 34
- насыщаемость, 30, 34
- ненаправленность, 31, 33
- ненасыщаемость, 31, 33
- пептидная, 291
- поляризация, 34
- полярная, 47
- полярность, 30, 31
- сопряжение, 247
- степень ионности, 32
- тип перекрывания орбиталей, 30
- энергия, 30, 34
- Селен, 145
 - оксиды, 156
 - основные характеристики, 147
 - получение, 155
 - применение, 156
 - происхождение названия, 145
 - свойства, 146, 155
 - соединения, 157
- Селитра, 138, 154
 - индийская, 90
 - чилийская, 90
- Сера, 145
 - галогениды, 151
 - кислоты, 152
 - оксиды, 151
 - основные характеристики, 147
 - получение, 149
 - применение, 154
 - происхождение названия, 154
 - свойства, 146, 149
 - соединения, 150, 153
- Серебро, 204, 205, 207, 209, *См.*
 - Подгруппа меди
 - происхождение названия, 206
- Силаны, 127
- Силикаты
 - применение, 125
 - свойства, 125
- Силициды, 126
- Сильвинит, 105
- Сильвит, 105
- Система
 - гетерогенная, 40
 - гомогенная, 40, 46
 - изолированная, 36, 37
 - сопряжённых связей, 223
 - состояние, 36, 38
 - тепловой эффект, 37
 - термодинамическая, 36
 - термодинамические параметры, 36
 - функция состояния, 36
- Система знаков. *См.* Правило знаков
- Скандий, 169, *См.* Редкоземельные элементы
 - происхождение названия, 170
- Смальтит, 197
- Сода, 90
 - питьевая, 90
- Соединения
 - гетероциклические, 266, *См.*
 - Гетероциклические соединения
- Соединения органические, 223
 - алициклические, 223
 - ароматические, 223
 - гетероциклические, 223
 - карбоциклические, 223
 - насыщенные, 223
 - ненасыщенные, 223
 - циклические, 223
- Соли, 88
 - гидролиз, 95
 - классификация, 88
 - номенклатура, 89
 - получение, 91, 92
 - свойства, 88, 94
- Соль
 - бертолетова, 90, 164
 - глауберова, 105
 - египетская, 105
 - каменная, 105
 - поваренная, 90
- Сольватация, 47
- Сорбит, 284
- Состав раствора, 51
 - формулы пересчёта, 51
- Состояние
 - возбуждённое, 18
 - основное, 18
- Спирт купоросный, 154
- Спирты, 252, 253
 - ароматические, 256
 - изомерия, 252
 - классификация, 253
 - многоатомные, 255
 - номенклатура, 252
 - получение, 253
 - применение, 256
 - свойства, 252, 254
- Сподумен, 105
- Способность
 - восстановительная, 24
 - окислительная, 24

Стандартный электродный потенциал, 67, 68
Степень гидролиза, 95
Степень окисления, 5, 21, 25, 27
Стереои́зомерия, 221, 233, 236
Стибин, 142
Стронций, 108, *См.* Щелочноземельные металлы
 происхождение названия, 109
Структурный тип металлов, 33
Сулема, 90
Сурьма, 207
 основные характеристики, 131
 получение, 130
 применение, 144
 происхождение названия, 130
 свойства, 141
 соединения, 142, 143
 сульфиды, 144
Сфалерит, 28

Т

Таллий, 119
 основные характеристики, 114
 получение, 113
 происхождение названия, 114
 свойства, 113, 119
 соединения, 119
Тантал, 176, *См.* Подгруппа ванадия
 происхождение названия, 177
Теллур, 145
 оксиды, 156
 основные характеристики, 147
 получение, 155
 применение, 156
 происхождение названия, 145
 свойства, 146, 155
 соединения, 157
Температура
 абсолютного нуля, 4
 термодинамическая, 6
Теория
 Брёнстеда-Лоури, 86
 диссоциации Аррениуса, 52, 86
 кислот и оснований, 86
 Льюиса, 86
 протолитическая (протонная), 86
 растворов, 47
 солеобразования, 86
 строения органических соединений, 221

Тепловой эффект реакции, 60, *См.* Реакция
Теплота, 8
 образования, 8
 разложения, 8
Тербий, 214
 происхождение названия, 170
Термодинамика, 36
 второе начало, 37
 первое начало, 36
Термохимия, 38
Технеций, 183, *См.* Подгруппа марганца
 происхождение названия, 184
Тимин, 287
Тирозин, 258
Титан, 172, *См.* Подгруппа титана
 происхождение названия, 173
Триангуланы, 238
Триптофан, 276
Тритий, 98
Турнбулева синь, 194

У

Углеводороды
 ненасыщенные, 239
 непредельные, 239
 сравнительная таблица, 250
 этиленовые, 239
Углеводы, 282
 в природе, 282
 классификация, 282
 метаболизм, 282
 свойства, 282
 фотосинтез, 282
Углерод, 199
 аллотропные формы, 122
 основные характеристики, 121
 получение, 120
 применение, 125
 происхождение названия, 121
 свойства, 123
 соединения, 124
Удобрения
 азотные, 140
 фосфорные, 140
Уравнение
 Аррениуса, 41
 Больцмана, 37
 Луи-де-Бройля, 15
 Менделеева-Клапейрона, 12
 термохимическое, 38

Фаянса, 47
Урацил, 287
Уровень электронный, 15
Условия
нормальные, 4
стандартные, 4, 37

Ф

Фаза, 40
Фенолы, 257
изомерия, 257
номенклатура, 257
получение, 257
применение, 258
свойства, 258
Фермент, 42
Флюорит, 111
Формальдегид, 260
Формульная единица, 6
Фосфин, 133, 134
Фосфоний, 135
Фосфор, 130
аллотропные формы, 131
белый, 139
кислоты, 140
красный, 139
оксиды, 139
основные характеристики, 131
получение, 130
применение, 144
происхождение названия, 130
свойства, 133
соединения, 134
соли, 140
Фотосинтез, 62, 282, 286
Франций, 104, *См.* Щелочные металлы
происхождение названия, 105
Фруктоза, 283
Фтор, 158, *См.* Галогены
получение, 158
происхождение названия, 159
Фуллерен, 122, 123
применение, 125
Функциональная группа, 224

Х

Халькогены, 145
Химический элемент, 9
Хиральный центр, 221
Хлор, 145, *См.* Галогены
происхождение названия, 159

Хлорофилл, 226
Хром, 179
подгруппа хрома, 179
происхождение названия, 180
Хромит, 180

Ц

Царская водка, 85, 175, 189, 203
Цезий, 104, *См.* Щелочные металлы
происхождение названия, 105
Целлюлоза, 285, 286
Цикланы, 236
Циклоалканы, 236
изомерия, 236
номенклатура, 236
получение, 237
свойства, 237, 238
Циклопарафины, 236
Цинк, 210, *См.* Подгруппа цинка
происхождение названия, 210
Цирконий, 172, *См.* Подгруппа титана
происхождение названия, 173
Цитидин, 288
Цитозин, 287

Ч

Частица
нуклеофильная, 228
электрофильная, 228
элементарная, 14
Число
Авогадро, 4
координационное, 33
массовое, 14

Ш

Шеелит, 180

Щ

Щелочноземельные металлы, 108
основные характеристики, 109
получение, 108
применение, 112
свойства, 108, 110
соединения, 111
Щелочные металлы, 104
основные характеристики, 105
получение, 104
применение, 107
свойства, 106
соединения, 107

Щёлочь, 78

Э

Эквивалент, 7

вещества, 13

элемента, 13

Электрод, 68

Электролиз, 68, 69, 106

расплавов, 70

растворов, 70

Электролитическая диссоциация, 52

водородный показатель, 54

количественные характеристики, 56

константа диссоциации, 56

степень диссоциации, 56

теория, 51

Электролиты, 52

сильные, 56, 95

слабые, 56, 95

средние, 56

Электрон, 14, 15

валентный, 18, 27

неспаренный, 17

проскок, 18, 24

спаренный, 17

сродство к, 20

число на внешнем уровне, 24

Электронный газ, 33

Электроотрицательность, 20, 24, 25, 31

Электрохимия, 68

Элементы

открытие, 26

порядковый номер, 14

Энантиомер, 222

Энергия, 8

активации, 41, 44

атомных орбиталей, 29

внутренняя, 36

Гиббса, 38

закон сохранения, 36

ионизации, 20, 24

связи, 30

химической реакции, 36

Энтальпия, 8, 37

растворения, 47

сolvатации. См. Сольватация

Энтропия, 37

Эрбий, 214

происхождение названия, 170

Этанол, 256

Этиленгликоль, 255

Этиновые углеводороды, 244

Эфиры, 265

аромат, 268

краун-, 266

номенклатура, 267

получение, 265, 267

применение, 266, 269

простые, 265

свойства, 266, 267, 269

сложные, 267

Эффект

индукционный, 230, 249

мезомерный, 230, 249

электронный, 230

электронный заместителей, 231

Я

Ядро, 14

Ячейка квантовая, 28

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ ПОСТОЯННЫЕ	4
Физические величины, их единицы и обозначения	5
Основные единицы, используемые в химии	6
ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ	9
Атомно-молекулярное учение	9
Закон сохранения массы	9
Закон сохранения энергии	10
Закон постоянства состава	10
Закон кратных отношений	10
Закон объёмных отношений	10
Закон Авогадро	11
«Газовые» законы	11
Закон эквивалентных масс	13
Структура атома	14
Электроны	15
Принцип неопределённости Гейзенберга	15
Квантовые числа	15
Принцип Паули	16
Принцип минимума энергии. Правила Клечковского	16
Правило Хунда	17
Электронные конфигурации (формулы) атомов	18
Периодический закон Д. И. Менделеева	19
Периодическая система элементов	21
Изменение свойств элементов по периодам и группам	24
Электроотрицательности элементов (ЭО) по Л. Полингу	25
Открытие элементов	26
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	27
Типы химических связей	27
Ковалентная связь	28
Гибридизация	29
Характеристики ковалентной связи	30
Ионная связь	31
Металлическая связь	33
Водородная связь	34
Межмолекулярные взаимодействия	35
ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА	36
ТЕРМОХИМИЯ	38
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	40
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	43
Сдвиг (смещение) химического равновесия	45

РАСТВОРЫ	46
Основные положения гидратной теории растворов	47
Растворимость твёрдых веществ	48
Растворимость жидких веществ	48
Растворимость газов	49
Способы выражения состава раствора	50
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	52
Диссоциация воды	53
Таблица растворимости солей и оснований в воде	55
Количественные характеристики процесса диссоциации	56
Константы диссоциации некоторых слабых электролитов	57
Ионные реакции	58
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	59
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	61
Классификация ОВР	63
Составление уравнений ОВР	64
Влияние различных факторов на ОВР	65
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ЭЛЕКТРОХИМИИ	68
Ряд напряжений	69
Электрохимический ряд напряжений металлов	69
Электролиз	69
Законы Фарадея	72
ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	73
ОКСИДЫ	74
ОСНОВАНИЯ	78
КИСЛОТЫ	81
Кислоты и основания. Основные теории	86
СОЛИ	88
Гидролиз солей	95
Генетическая связь между классами неорганических соединений	96
S-ЭЛЕМЕНТЫ	97
ВОДОРОД	97
1(IA) группа. Щелочные металлы	104
2(IIA) группа. Щелочноземельные металлы +Be, +Mg	108
P-ЭЛЕМЕНТЫ	113
13(IIIA) группа	113
B	117
Ga, In, Tl	119
14(IVA) группа	120
C, Si	123
Ge, Sn, Pb	128
15(VA) группа	130
N	133
P	133

As, Sb, Bi	141
16(VIA) группа	145
O	148
S	149
Se, Te, Po	155
17(VIIA) группа. Галогены	158
18(VIIIA) группа. благородные газы	165
D-ЭЛЕМЕНТЫ. ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ	168
3(IIIB) группа. Подгруппа скандия	169
4(IVB) группа. Подгруппа титана	172
5(VB) группа. Подгруппа ванадия	176
6(VIB) группа. Подгруппа хрома	179
7(VIIB) группа. Подгруппа марганца	183
8-10(VIIB) группы	188
8(VIIB) группа. Fe, Ru, Os	190
9(VIIB) группа. Co, Ir, Rh	196
10(VIIB) группа. Ni, Pd, Pt	201
11(IB) группа. Подгруппа меди, благородные металлы	205
12(IIA) группа. Подгруппа цинка	210
F-ЭЛЕМЕНТЫ	214
Лантаноиды	214
Актиноиды	217
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	220
Основные положения теории строения органических соединений	221
Изомерия	221
Классификация органических соединений	223
Классификация органических реакций	227
Электронные эффекты	230
АЛКАНЫ	233
ЦИКЛОАЛКАНЫ	236
АЛКЕНЫ	239
АЛКАДИЕНЫ	242
АЛКИНЫ	244
АРЕНЫ	247
УГЛЕВОДОРОДЫ (сравнительная таблица)	250
СПИРТЫ	252
ФЕНОЛЫ	257
АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ	259
КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ	262
Мыла	264
ЭФИРЫ	265
Воски	268
Жиры	268

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ органические соединения (сравнительная таблица)	270
АМИНЫ	272
АМИНОКИСЛОТЫ	274
ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	277
АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ органические соединения (сравнительная таблица)	280
УГЛЕВОДЫ	282
НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ	287
БЕЛКИ	290
ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ	292
ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ	297

Наталья Юрьевна ЧЕРНИКОВА
ХИМИЯ В ДОСТУПНОМ ИЗЛОЖЕНИИ
Учебное пособие
Издание второе, стереотипное

Зав. редакцией
литературы по химии, пищевой биотехнологии и технологии продуктов питания
Т. В. Карпенко

ЛР № 065466 от 21.10.97
Гигиенический сертификат 78.01.10.953.П.1028
от 14.04.2016 г., выдан ЦГСЭН в СПб
Издательство «ЛАНЬ»
lan@lanbook.ru; www.lanbook.com
196105, Санкт-Петербург, пр. Юрия Гагарина, д.1, лит. А.
Тел.: (812) 336-25-09, 412-92-72.
Бесплатный звонок по России: 8-800-700-40-71

Подписано в печать 10.12.21.
Бумага офсетная. Гарнитура Школьная. Формат 70×100¹/₁₆.
Печать офсетная/цифровая. Усл. п. л. 25,68. Тираж 30 экз.
Заказ № 1602-21.

Отпечатано в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета
в АО «Т8 Издательские Технологии»
109316, г. Москва, Волгоградский пр., д. 42, к. 5.