

Тема 1

Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

- **Глинка Н.Л.** Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 728с.
- **Глинка Н.Л.** Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 264с.
- **Ахметов Н.С.** Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2006, 743 с.
- **Я.А. Угай.** Неорганическая химия, М., Высшая школа, 2004, 528 с.
- **Третьяков Ю.Д., Тамм М.С.** Неорганическая химия. М.: Изд-во Академия, 2008. Ч.1-3.
- **Суворов А.В., Никольский А.Б.** Общая химия. СПб.: Химия, 1997. 624с.
- **Шрайвер Д., Эткинс П.** Неорганическая химия, Мир, 2009, Т. 1-2, 679с., 486с.
- **Тимошенко Ю.М., Сапрыкова З.А., Савельев В.П.** Методические указания к лабораторным работам по общей химии. Казань: КГУ, 1998.- 35с.
- **Бабкина С.С., Боос Г.А., Бычкова Т.И., Девятов Ф.В., Кузьмина Н.Л., Кутырева М.П., Сальников Ю.И., Сапрыкова З.А., Тимошенко Ю.М.** Методическое пособие по общей химии. Для самостоятельной работы студентов.- Казань.: КГУ, 2009.- 132с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

- **Хускрофт К., Констебл Э.** Современный курс общей химии, Мир, 2009, Т. 1-2, 1068 с.
- **Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю.** Неорганическая химия. Химия элементов. МГУ.: НКЦ «Академкнига», 2007, Т.1-2, 1216 с. 672с.
- **Кукушкин Ю. Н.** Химия координационных соединений. М.: Высш. шк., 1985. 445с.



Химия- наука о превращениях веществ, связанных с изменением электронного окружения атомных ядер



Значение химии:

- Агропромышленность и сельское хозяйство
- Машино- и ракетостроение
- Текстильная промышленность
- Архитектура
- Фармацевтика
- Предметы быта
- Пищевая промышленность
- Metallургия

Современная химия - это наука о веществах, их строении, свойствах и химических реакциях, в результате которых образуются другие вещества.

Химические элементы

Водород

Хлор



1

1,006

17

35,453

Атомы H и Cl

Ионы

 H^{+} Cl^{-}

Молекулы

HCl

Все окружающие нас вещества состоят из атомов, ионов или молекул. Причем атомы, которых сейчас известно 111 видов, являются родоначальниками для двух других типов частиц: ионов и молекул. Эти частицы, соединяясь между собой химическими связями, образуют вещества.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия - наука о веществах, закономерностях их превращений (физических и химических свойствах) и применении. В настоящее время известно более 100 тыс. неорганических и более 4 млн. органических соединений.

Химические явления: одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, при этом состав ядер атомов не изменяется.

Физические явления: меняется физическое состояние веществ (парообразование, плавление, электропроводность, выделение тепла и света и др.) или образуются новые вещества с изменением состава ядер атомов.

Атомно - молекулярное учение.

1. Вещества состоят из молекул.

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Молекула - микрочастица, образованная из атомов и способная к самостоятельному существованию.

2. Молекулы состоят из атомов.

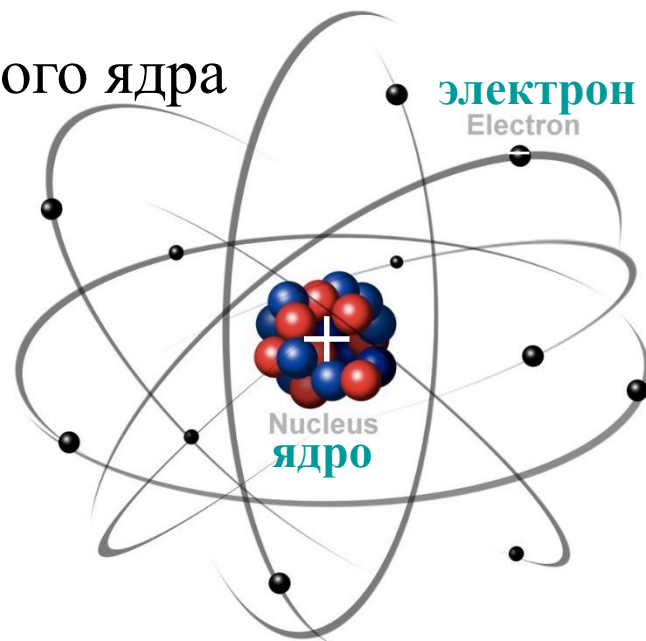
Атом - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

Атом - химически неделимая наименьшая частица вещества. Различным элементам соответствуют различные атомы.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении; между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Химический элемент - это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек. В настоящее время известно 111 элементов: 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем. Атомы существуют в свободном состоянии, в соединениях с атомами того же или других элементов, образуя молекулы. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется их строением.

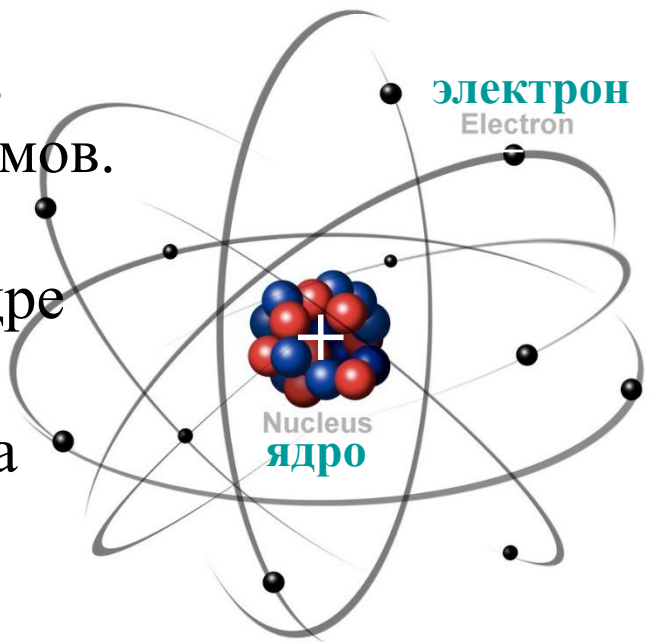
Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него, образуя электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем.



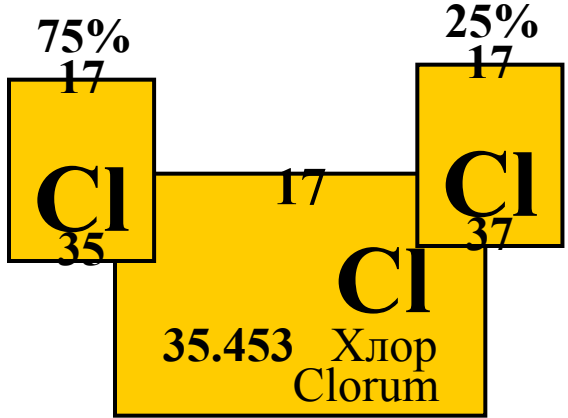
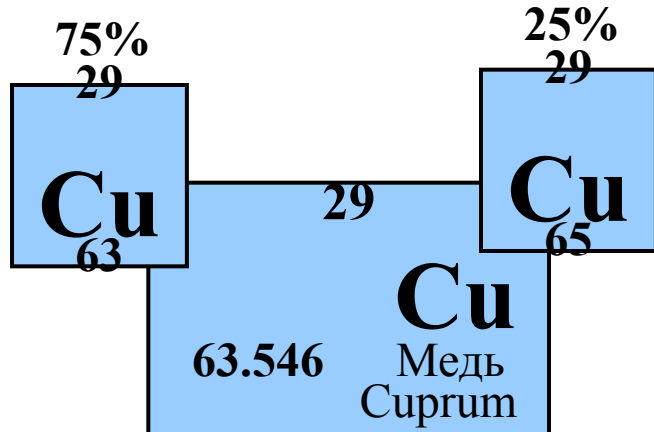
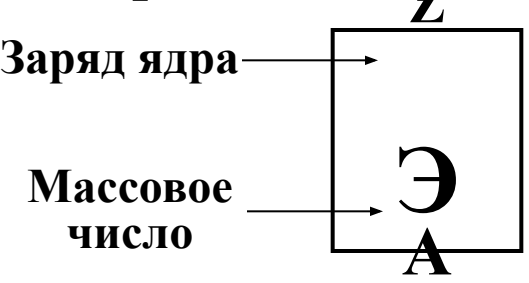
Атомное ядро - центральная часть атома, состоящая из протонов (Z) и нейтронов (N), в которой сосредоточена основная масса атомов.

Заряд ядра - положительный, по величине равен количеству протонов в ядре или электронов в нейтральном атоме и совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе.

Сумма протонов и нейтронов атомного ядра называется *массовым числом* $A = Z + N$.



Изотопы - разновидности атомов одного и того же химического элемента т.е. химические элементы с одинаковыми зарядами ядер, но различными массовыми числами за счет разного числа нейтронов в ядре.



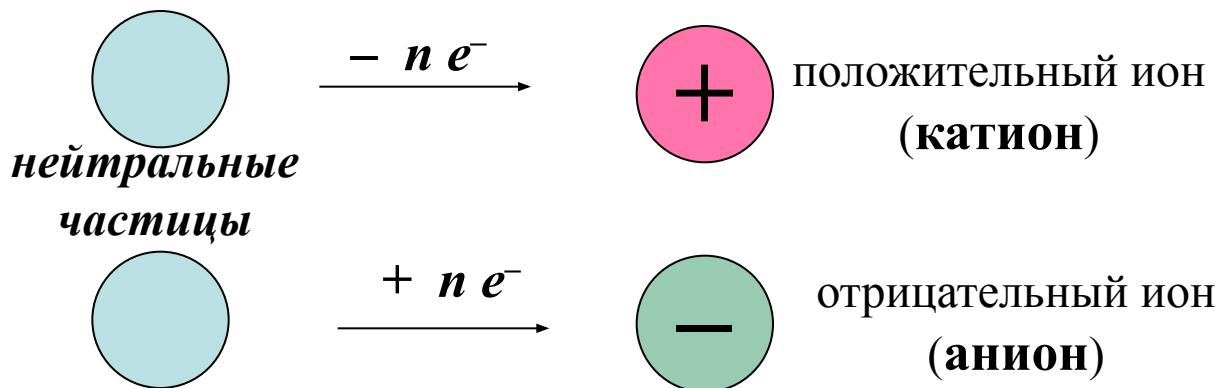
Атомы могут соединяться между собой не только в различных соотношениях, но и различным образом. Поэтому число веществ велико.

Состав и строение молекул определяют состояние вещества при выбранных условиях, а так же его свойства.

CO_2 – газ, SiO_2 – твердое вещество

При химических реакциях молекулы разрушаются, а атомы остаются неизменными.

В химических процессах атомы и молекулы могут переходить в заряженное состояние, т.е. образуют **ИОНЫ**.



Международная единица атомных масс

равна 1/12 массы изотопа ^{12}C - основного изотопа природного углерода.

$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 \cdot m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Относительная атомная масса (A_r) - безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к 1/12 массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома углерода ^{12}C .

$$M_r = m_r / (1/12 m(^{12}\text{C}))$$

m_r - масса молекулы данного вещества;

$m(^{12}\text{C})$ - масса атома углерода ^{12}C

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.

$$M_r = \sum A_r(\text{Э})$$

Примеры.

$$M_r(\text{B}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{B}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) &= 1 \cdot A_r(\text{K}) + 1 \cdot A_r(\text{Al}) + 1 \cdot 2 \cdot A_r(\text{S}) + 2 \cdot 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258 \end{aligned}$$

Количество вещества, моль. Означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов).

Обозначается **n** (**v**), измеряется в моль.

Моль - количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

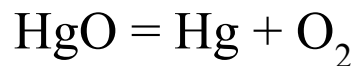
В 1 моле содержится 6.02×10^{23} частиц этого вещества

Масса одного МОЛЯ вещества, т.е. МОЛЯРНАЯ масса (M), численно совпадает с относительной молекулярной массой вещества Mr.

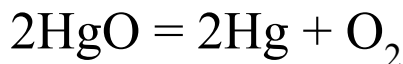
Составление химических уравнений

Включает три этапа:

1. Запись формул веществ, вступивших в реакцию (слева) и продуктов реакции (справа), соединив их по смыслу знаками "+" и "=" или $\rightarrow$:



2. Подбор коэффициентов для каждого вещества так, чтобы количество атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения было одинаково:



3. Проверка числа атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Закон сохранения массы веществ

(М.В.Ломоносов, 1748 г.; А.Лавуазье, 1789 г.)

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи.

В начале 20 века формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А.Эйнштейн, 1905 г.), согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия E связана с увеличением его массы m соотношением $E = m \times c^2$, где c - скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, т.к. 1 кДж энергии соответствует очень малому изменению массы. Однако, в ядерных реакциях, где изменение E в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях, изменение m следует учитывать.

Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Закон сохранения энергии

фундаментальный закон природы, установлен эмпирически

При любых взаимодействиях, имеющих место в изолированной системе, энергия этой системы остается ПОСТОЯННОЙ и возможны лишь ПЕРЕХОДЫ из одного вида энергии в другой.

Выделяющуюся и поглощающуюся энергию называют ТЕПЛОМ. Этот закон лежит в основе научного направления , которое называется ТЕРМОДИНАМИКОЙ

Закон постоянства состава (впервые сформулировал Ж.Пруст, 1808 г.)

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Закон кратных отношений (Д.Дальтон, 1803 г.)

Если два химических элемента дают несколько соединений, то массы одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

СО: число единиц массы кислорода,
приходящихся на одну единицу массы углерода = 1.33

Закон не справедлив для веществ в твердом состоянии

Закон объемных отношений

(Гей-Люссак, 1808 г.)

При одинаковых условиях объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа.

Следствие. *Стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества.*

Примеры.

а) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ При окислении двух объемов оксида углерода (II) одним объемом кислорода образуется 2 объема углекислого газа, т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на 1 объем

б) При синтезе аммиака из элементов:

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ Один объем азота реагирует с тремя объемами водорода; образуется при этом 2 объема аммиака - объем исходной газообразной реакционной массы уменьшится в 2 раза.

Закон Авогадро

(1811 г.)

В равных объемах любых газов, взятых при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул.

Закон справедлив только для газообразных веществ.

Следствия.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.
2. При нормальных условиях ($0^{\circ}\text{C} = 273^{\circ}\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Закон позволил оценить число атомов в молекулах газов (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2).

Определение молярных масс вещества в газообразном состоянии

По закону Авогадро, массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу , как их молекулярные массы:

$$m_1/m_2 = M_1/M_2$$

$$m_1/m_2 \text{ — относительная плотность (D) ; } D = M_1/M_2; \quad M_1 = D \times M_2$$

Плотности газов часто определяют по водороду ($M_{\text{H}}=2$): $M_1 = 2 \times D$

Объединенный газовый закон

объединение трех независимых частных газовых законов: Гей-Люссака, Шарля, Бойля-Мариотта

Используют для приведения объема газа, измеренного при реальных условиях (P,V,T) к нормальным условиям (P₀,V₀,T₀).

Нормальные условия (н.у.) – P=101.3 кПа, T=273 К

$$PV / T = P_0 V_0 / T_0$$

И наоборот, из объединенного газового закона

при P = const (P = P₀) можно получить

$$V / T = V_0 / T_0 \text{ (закон Гей-Люссака)}$$

при T = const (T = T₀):

$$PV = P_0 V_0 \text{ (закон Бойля-Мариотта);}$$

при V = const

$$P / T = P_0 / T_0 \text{ (закон Шарля).}$$

Уравнение Клайперона-Менделеева

Молярные массы газов вычисляют по уравнению состояния идеальных газов:

$$pV = (m / M) RT$$

где **m** - масса газа (г); **M** - молекулярная масса (г/моль); **p** - давление (Па);

V - объем (м³); **T** - абсолютная температура (°K);

R - универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/(моль × K) или

0,082 л атм/(моль × K).

Для данной массы конкретного газа отношение **m/M** постоянно, поэтому из уравнения Клайперона-Менделеева получается объединенный газовый закон.

ПАРЦИАЛЬНОЕ ДАВЛЕНИЕ

Газ, входящий в состав смеси, характеризуется своим парциальным давлением. Это то давление (p_i), которое производило бы имеющееся в смеси количество газа, если бы занимало весь объем.

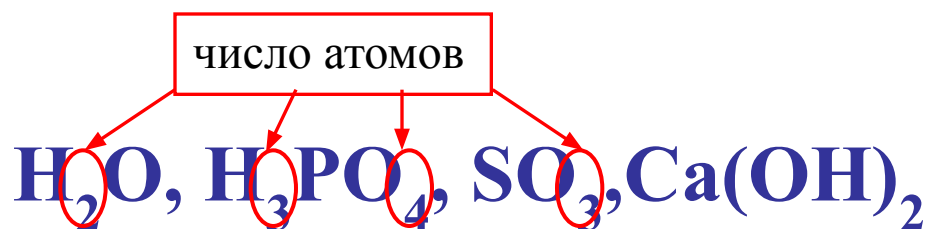
Закон парциальных давлений Дальтона

(1801 г.)

Давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.

Химическая формула - это условная запись состава вещества с помощью **химических знаков** (предложены в 1814 г. Берцелиусом) и индексов (индекс - цифра, стоящая справа внизу от символа. Обозначает число атомов в молекуле).

Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком отношении соединены между собой в молекуле.



Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления.

Степень окисления — определяется как условный заряд атома в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов (катионов(+)) и анионов(—)).

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений:

1. **Степень окисления элемента в простом веществе** (например, в металле или в простой молекуле) **равна нулю** (H_2 , N_2 , O_2 , Ag, Cu)
2. Постоянную степень окисления в соединениях проявляют:
 - элементы I, II-ой групп, главных подгрупп периодической системы Менделеева, соответственно для I: +1, для II: +2,
 - фтор F^{-1} ,
 - алюминий Al^{+3} ,
 - цинк Zn^{+2}
 - **кислород O^{-2}** (Исключение: $O^{+2}F_2^{-1}$ (Фторид кислорода), $H_2^{+1}O_2^{-1}$ (Пероксид водорода))
 - **водород H : +1** (Исключение: гидриды металлов $Li^{+1}H^{-1}$, $Ba^{+2}H_2^{-1}$)

ПРАВИЛО: В целом молекула электронейтральна.

количество катионов (+) = количеству анионов (-)

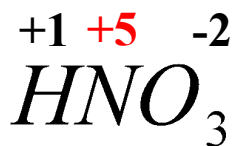
Сумма произведений степеней окисления элемента на количество этого элемента в химическом соединении, *равна нулю* для молекулы или заряду иона в молекулярном ионе.

Задание: рассчитать степень окисления атома азота в соединениях KNO_2 и HNO_3 .



$$1 \times (+1) + 1 \times x + 2 \times (-2) = 0$$

$$x = +3$$



$$1 \times (+1) + 1 \times x + 3 \times (-2) = 0$$

$$x = +5$$

Простые вещества. Молекулы состоят из атомов одного вида (атомов одного элемента). В химических реакциях не могут разлагаться с образованием других веществ. Степень окисления простых веществ равна нулю.

Сложные вещества (или химические соединения). Молекулы состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов). В химических реакциях разлагаются с образованием нескольких других веществ.

Неорганические вещества	
Простые	Металлы Cu, Au, Ag, Fe, Co, Zn, Sn, Pb, Ge
	Неметаллы S, Si, O ₂ , H ₂ , N ₂
Сложные	Оксиды CuO, SO ₃ , CO ₂ , Fe ₂ O ₃
	Основания NaOH, Ca(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₃
	Кислоты HCl, HNO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄
	Соли NaCl, K ₂ SO ₄ , Na ₂ SO ₃

*** Резкой границы между металлами и неметаллами нет, т.к. есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.**

Простые вещества

- Металлы: цинк (Zn), олово (Sn), кальций (Ca), кобальт (Co)

медь (Cu)



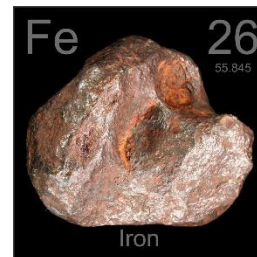
серебро (Ag)



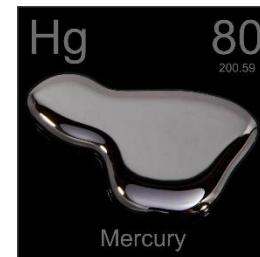
золото (Au)



железо (Fe)



ртуть (Hg)



- Неметаллы (молекулы кислорода (O_2), N_2 , H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2)

Углерод (C)



уголь



графит



алмаз

Фосфор (P)

Белый фосфор (P_4)



Красный фосфор (P_4)_n



Сера (S_8)



ОКСИДЫ – это бинарные соединения, состоящие из атомов химического элемента и кислорода (в степени окисления -2).

Общая формула оксидов: $\text{Э}_x\text{O}_y$.

Получены оксиды всех элементов, кроме Ne, Ar, He

Несолеобразующие $\text{CO}, \text{N}_2\text{O}, \text{NO}$

Солеобразующие

Основные

- это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления +1, +2

$\text{Na}_2\text{O}; \text{K}_2\text{O}; \text{CaO}; \text{MgO}; \text{CuO}$

Амфотерные

- обычно оксиды металлов со степенью окисления +3, +4.

$\text{Cr}_2\text{O}_3; \text{SnO}_2; \text{ZnO}; \text{Al}_2\text{O}_3$

Кислотные

-это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7

$\text{SO}_2; \text{SO}_3; \text{P}_2\text{O}_5; \text{Mn}_2\text{O}_7; \text{CrO}_3$

Основным оксидам соответствуют основания, кислотным – кислоты, амфотерным – и те и другие

Номенклатура оксидов

В настоящее время общепринятой является **международная номенклатура оксидов** (в соответствии с номенклатурой ИЮПАК).

ОКСИД + Э(русское название, род. падеж) + (валентность Э)

Na_2O – оксид натрия

CaO – оксид кальция

MgO – оксид магния

NiO – оксид никеля

Cu_2O – оксид меди (I)

CuO – оксид меди (II)

Fe_2O_3 – оксид железа(III)

TiO_2 – оксид титана (IV)

CO – оксид углерода (II)

CO_2 – оксид углерода (IV)

SiO_2 – оксид кремния (IV)

SO_2 – оксид серы (IV)

SO_3 – оксид серы (VI)

P_2O_5 – оксид фосфора (V)

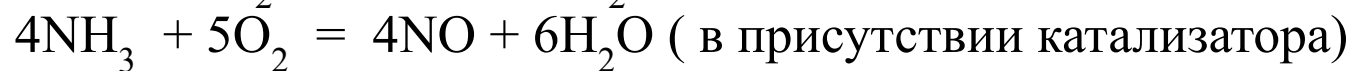
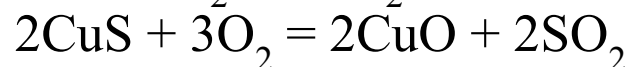
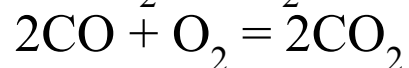
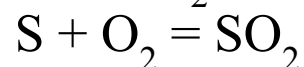
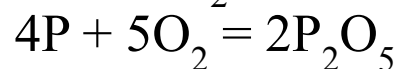
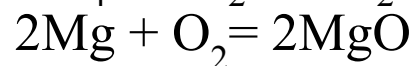
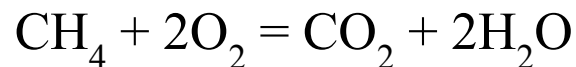
Cl_2O_7 – оксид хлора (VII)

Mn_2O_7 – оксид марганца (VII)

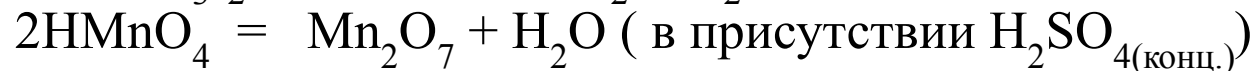
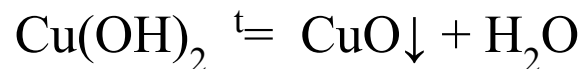
Пероксиды (перекиси) металлов являются солями **перекиси водорода H_2O_2** и лишь формально относятся к оксидам. Приставка **пер** в названии соединений обычно указывает на принадлежность соединения к перекисным, но существуют исключения: соли кислот HMnO_4 (перманганаты) и HClO_4 (перхлораты) перекисными не являются, а приставка **пер** в названии этих соединений указывает на максимальную насыщенность соединений кислородом.

Получение оксидов

1. Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом:



2. Разложение некоторых кислородсодержащих веществ (оснований, кислот, солей) при нагревании:



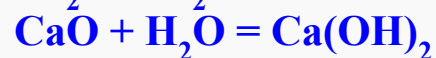
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Основные оксиды

Кислотные оксиды

1. Взаимодействие с водой

Образуется основание:



Образуется кислота:

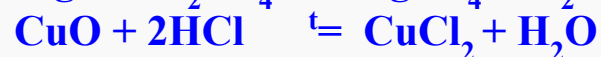
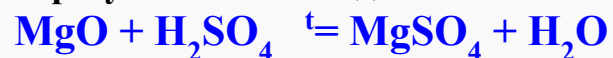


Исключение SiO_2 , который с водой не реагирует

2. Взаимодействие с кислотой или основанием:

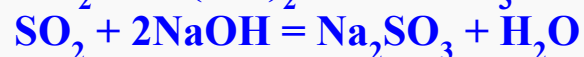
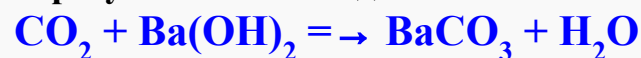
При реакции с кислотой

образуется соль и вода



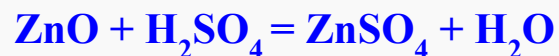
При реакции с основанием

образуется соль и вода

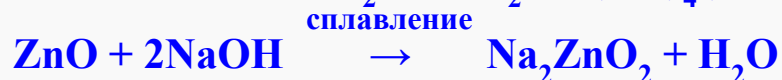


Амфотерные оксиды взаимодействуют

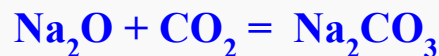
с кислотами как основные:



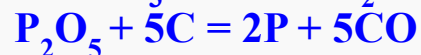
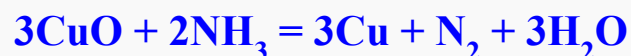
с основаниями как кислотные:



3. Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой приводит к солям.



4. Восстановление до простых веществ:



Основания — это сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами

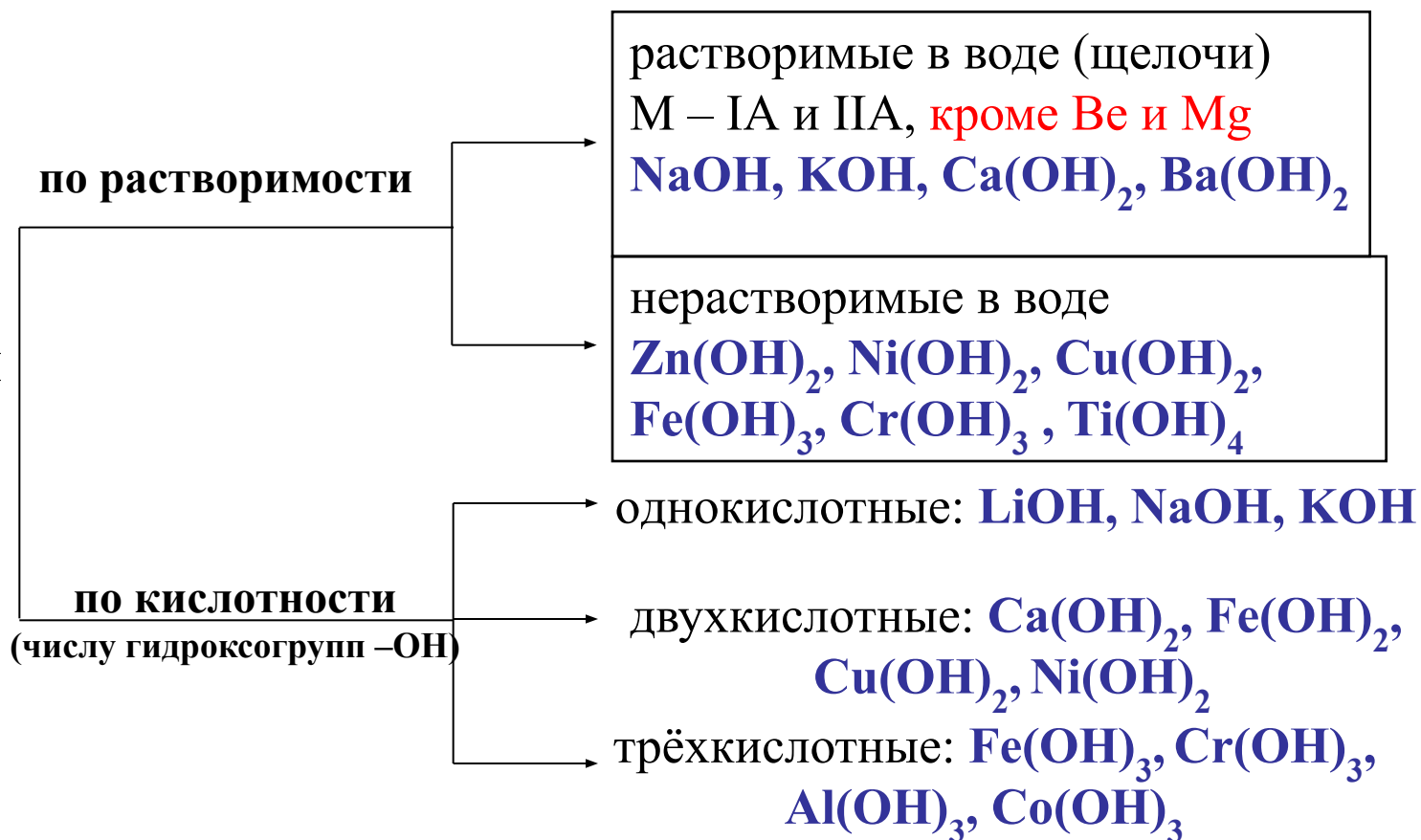
(или гидроксид – анионами OH^-).

Общая формула оснований **M(OH)_n**



***Исключение NH_4OH – гидроксид аммония**

Основания



НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

ГИДРОКСИД + Э(русское название, род. падеж) + (валентность Э)

NaOH – гидроксид натрия

Ca(OH)₂ – гидроксид кальция

Ba(OH)₂ – гидроксид бария

Cr(OH)₂ – гидроксид хрома(II)

Cr(OH)₃ – гидроксид хрома(III)

KOH – гидроксид калия

Zn(OH)₂ – гидроксид цинка

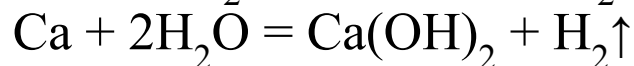
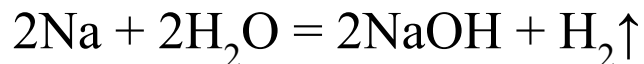
Al(OH)₃ – гидроксид алюминия

Cu(OH)₂ – гидроксид меди(II)

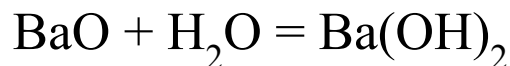
Fe(OH)₃ – гидроксид железа(III)

Получение оснований

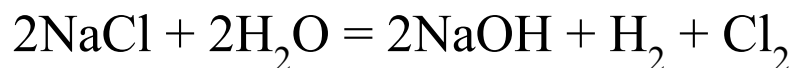
1. Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных металлов) с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Щёлочи

Нерастворимые основания

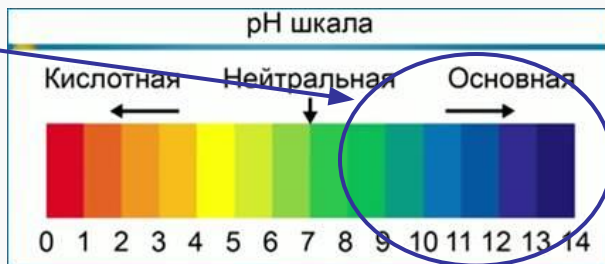
1. Действие на индикаторы.

лакмус - **синий**

метилоранж - **жёлтый**

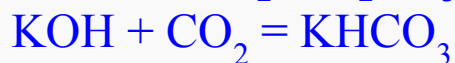
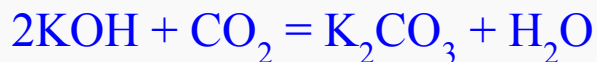
фенолфталеин - **малиновый**

Индикаторная
бумага



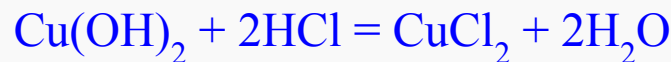
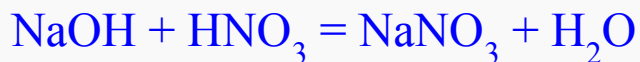
—

2. Взаимодействие с кислотными оксидами.

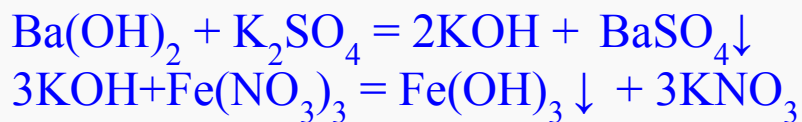


—

3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)



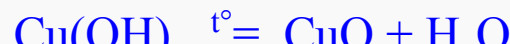
4. Обменная реакция с солями



—

5. Термический распад.

—



Кислоты — это сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металла, и кислотный остаток (**Ас**)

Общая формула кислот $\text{H}^{+1}_x(\text{Ас})^{x-}$



по силе электролита — сильные ($\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{HClO}_4$),
средней силы (H_3PO_4),
слабые ($\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{HCOOH}, \text{CH}_3\text{COOH}$).

НОМЕНКАТУРА КИСЛОТ

1. БЕСКИСЛОРОДНЫЕ КИСЛОТЫ ($\text{H}^{+1}_n \text{Э}^{-n}$)

Э + [о] + водородная кислота

HCl – хлор**о**водородная кислота

HF – фтор**о**водородная кислота

H_2S – сер**о**водородная кислота

H_2Se – селен**о**водородная

2. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ КИСЛОТЫ ($\text{H}^{+1} \text{Э}^{+n} \text{O}^{-2}$)

а) Степень окисления Э = № группы

Э + [ная] кислота
[овая]

б) Степень окисления Э < № группы

Э + [истая] кислота

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сер**ная** кислота

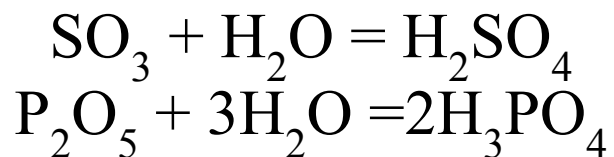
$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – серн**истая** кислота

$\text{H}_3\text{As}^{+5}\text{O}_4$ – мышьяк**овая** кислота

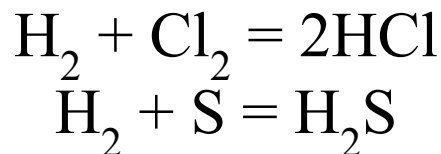
$\text{H}_3\text{As}^{+3}\text{O}_3$ – мышьяк**овистая** кислота

Получение кислот

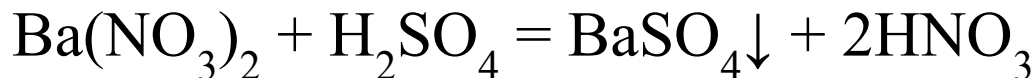
1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



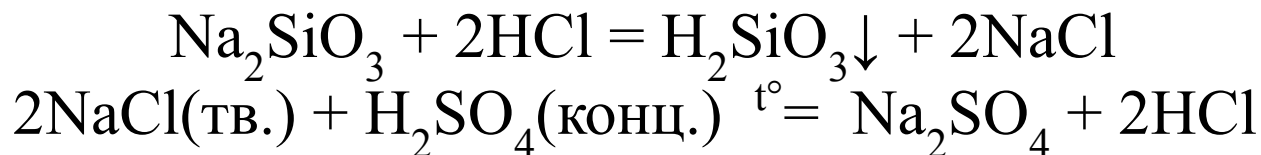
2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. Реакциями обмена соли с кислотой



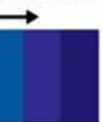
в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



Химические свойства кислот

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ	БЕСКИСЛОРОДНЫЕ
1. Изменяют окраску индикатора	
лакмус – красный, метилоранж – розовый	
Взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (кроме концентрированной серной кислоты, азотной кислоты любой концентрации)	
$\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
3. Взаимодействие с основными оксидами	
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Взаимодействие с основаниями	
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество	
$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$	$\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2 + \text{S}$
7. Разложение при нагревании (слабые кислоты легко разлагаются)	

Синевая



12 13 14

СОЛИ

сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла

Общая формула солей $M_x(As)_y$

Типы солей:

1. **Средние** (нормальные) – продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл

а) *соли кислородсодержащих кислот*

$H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$ – сульф**ат** натрия

$H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3$ – сульф**ит** натрия

б) *соли бескислородных кислот*

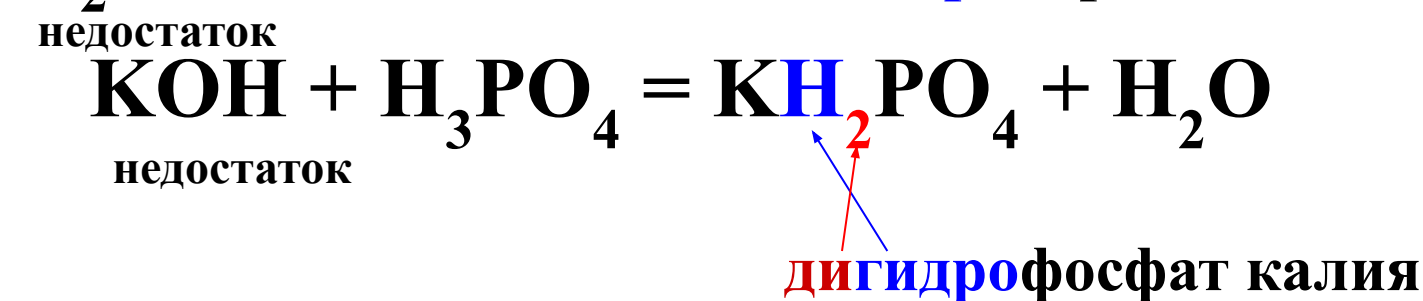
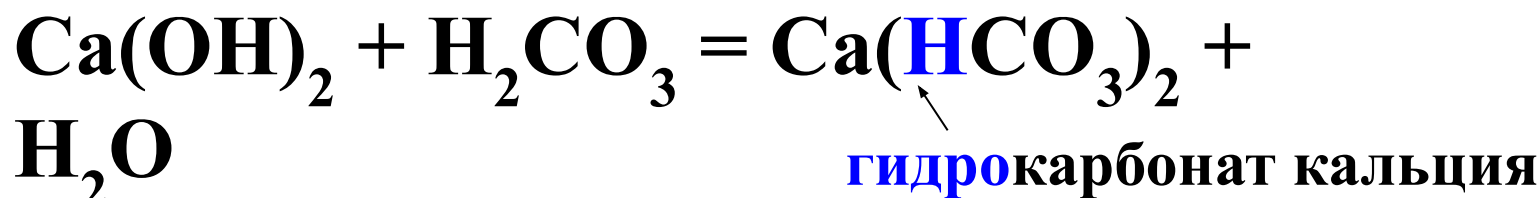
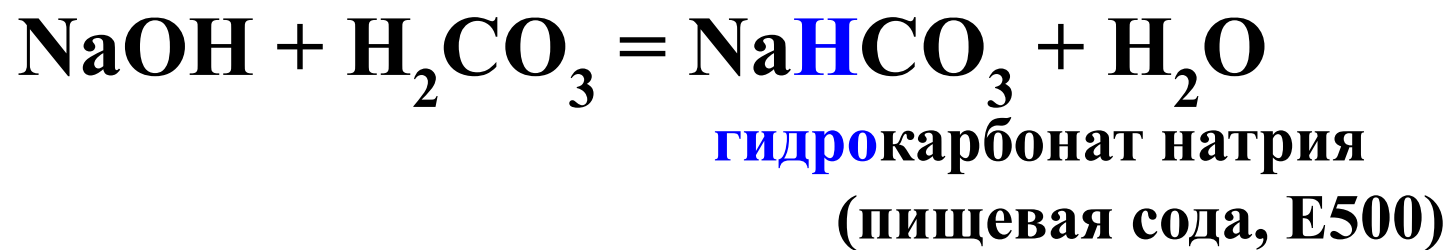
$HCl \rightarrow KCl$ - хлор**ид** калия

Название кислоты	Формула	Названия солей
Азотная	HNO_3	Нитраты
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Борная (ортоборная)	H_3BO_3	Бораты (ортобораты)
Бромоводород	HBr	Бромиды
Иодоводород	HI	Иодиды
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Метафосфорная	HPO_3	Метафосфаты
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенаты
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсениты
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфаты (фосфаты)
Двуфосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Фосфористая	H_3PO_4	Фосфиты
Фтороводород (плавиковая кислота)	HF	Фториды

Хлороводород (соляная кислота)	HCl	Хлориды
Хлорная	HClO₄	Перхлораты
Хлорноватая	HClO₃	Хлораты
Хлористая	HClO₂	Хлориты
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хромовая	H₂CrO₄	Хроматы
Циановодородная (синильная кислота)	HCN	Цианиды

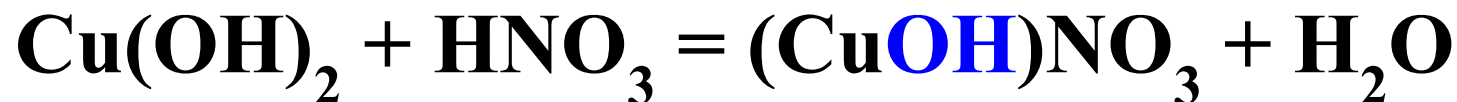
2. Кислые - продукт неполного замещения атомов водорода **МНОГООСНОВНОЙ** кислоты на атомы металла.

Образование наблюдается при взаимодействии многоосновной кислоты с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли. **Общая формула:** $M_x(H_zEO_y)_n$



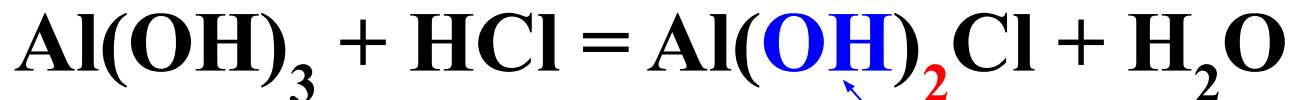
3. Основные — продукт частичного замещения гидроксид-ионов в молекуле основания кислотным остатком.

Основные соли могут быть образованы только многокислотными основаниями в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для получения средней соли. Общая формула: $(\text{MeOH})_x(\text{ЭO}_y)_n$.



недостаток

гидроксонитрат меди(II)



недостаток

дигидроксохлорид алюминия

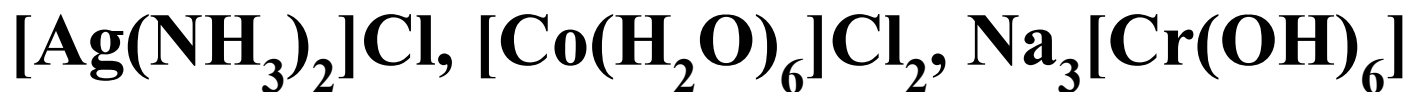
4. Двойные соли состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка.

KNaCO_3 — калий натрий карбонат

5. Смешанные соли — содержат один ион металла и анионы двух кислот.

$\text{AlCl}(\text{SO}_4)$ — алюминий хлорид сульфат.

6. Комплексные соли состоят из сложных (комплексных) ионов (в формулах они заключаются в квадратные скобки).



Между классами неорганических соединений существует тесная генетическая связь.

ПОЛУЧЕНИЕ СРЕДНИХ СОЛЕЙ

1. С использованием металлов	Средние (нормальные) соли	
	металл+неметалл	$\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
	металл (стоящий до H) + + кислота (кроме HNO_3 и H_2SO_4 конц)	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
	металл (более активный, чем металл в соли)+соль	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
2. С использованием оксидов	основной оксид+кислота	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	кислотный оксид+основание	$\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
	кислотный+основной оксиды	$\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
	основной+амфотерный оксиды	$\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca(AlO}_2)_2$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Реакция нейтрализации	кислота+основание	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
4. Из солей	соль+соль	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
	соль+щелочь	

Химические свойства средних солей

Разложение при прокаливании	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Соль+металл • Реакция протекает в соответствии с положением металла в ряду активности: более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли • Для реакции не следует брать металлы от Li до Na, т.к. они активно взаимодействуют с водой	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Соль+соль • Реакция обмена протекает до конца, если одна из образующихся солей выпадает в осадок (↓)	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$

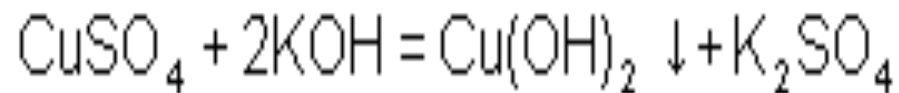
Ряд активности металлов

(электрохимический ряд напряжения металлов)

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

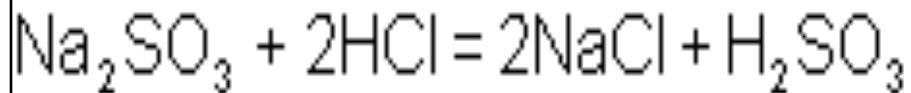
Соль+щелочь

- В реакцию вступают только растворимые соли и щелочи.
- Реакция протекает до конца, если полученное основание является нерастворимым (↓)



Соль+кислота

- Реакция обмена протекает до конца только в том случае, если образуется осадок (↓) или выделяется газ (↑)



Общие химические свойства и способы получения основных классов неорганических веществ

	Металл	Вода	Оксид металла	Основание	Соль
Неметалл	соль оксид	-	-	-	-
Вода	щелочь + $\text{H}_2\uparrow$ оксид + $\text{H}_2\uparrow$	-	щелочь	-	гидролиз некоторых солей
Оксид неметалла	-	кислота	соль	соль + H_2O	-
Кислота	соль + $\text{H}_2\uparrow$	-	соль + H_2O	соль + H_2O	другая соль + другая кислота (↓ или ↑)
Соль	другая соль + другой металл	гидролиз некоторых солей	-	другая соль + другое основание↓	две новые соли (↓)

Какие ионы могут сосуществовать в растворе?

Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде

катионы	Анионы												
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CrO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	MnO ₄ ⁻
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag ⁺	-	HP	HP	HP	HP	MP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Pb ²⁺	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Hg ₂ ²⁺	-	HP	HP	HP	HP	MP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Ca ²⁺	MP	P	P	P	P	MP	HP	HP	HP	P	P	P	P
Sr ²⁺	MP	P	P	P	P	HP	HP	HP	HP	MP	P	P	P
Ba ²⁺	P	P	P	P	P	HP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Al ³⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	P	P	P	P
Cr ³⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	HP	P	P	-
Zn ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	P
Sn ²⁺	HP	P	P	MP	HP	P	-	HP	HP	MP	P	-	-
Mg ²⁺	MP	P	P	P	P	P	MP	HP	HP	P	P	P	P
Mn ²⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	-	P	P	-
Fe ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	MP	HP	HP	HP	P	P	-
Fe ³⁺	HP	P	P	P	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	-
Bi ³⁺	HP	P	-	HP	HP	MP	-	HP	HP	HP	P	HP	-
Ni ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	HP	HP	HP	-	P	P	-
Cu ²⁺	HP	P	P	HP	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	-