



# *Общая химия*

## *Лекция 1. Основные понятия и стехиометрические законы. Химический эквивалент*

*Лектор: Старший преподаватель кафедры химии  
Строганова Елена Алексеевна*

# Простые правила



# *Структура дисциплины*

**Лекция 1.** Введение в общую химию: основные понятия и законы.

- Химический эквивалент.
- Классификация неорганических соединений.

**Лекция 2.** Строение атома.

- Классические и квантово-механические представления об устройстве атома.
- Современная формулировка закона Менделеева.
- Порядковый номер элемента. Изотопы.
- Структура периодической системы. Периоды. Группы.
- Классические и квантово-механические представления о химической связи.
- Типы химической связи.

### **Лекция 3. Основные закономерности протекания химических реакций.**

- Термодинамическое описание системы.
- Формулировки законов термодинамики.
- Применение законов термодинамики.
- Химическое равновесие.
- Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

### **Лекция 4. Скорость химической реакции. Закон действующих масс.**

- Классификация химических реакций. Элементарные и сложные реакции.
- Влияние механизма на вид кинетического уравнения реакции.
- Катализаторы и каталитические системы.
- Влияние различных факторов на скорость реакции.

## **Лекция 5. Растворы. Определение и классификация растворов.**

- Способы выражения концентрации.
- Электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация.
- Причины распада молекул на ионы. Сильные и слабые электролиты.

## **Лекция 6. Степень диссоциации, константа диссоциации.**

- Закон разбавления Оствальда.
- Ионные реакции обмена (сокращённые ионные уравнения реакций).
- Водородный показатель растворов рН.
- Гидролиз солей.

## **Лекция 7. Основы электрохимии. Степень окисления атомов элементов в соединениях.**

- Реакции, протекающие с изменением степени окисления (окислительно-восстановительные).
- Окисление, восстановление, окислитель, восстановитель.
- Классификация окислительно-восстановительных реакций.

- Метод электронного баланса. Метод полуреакции.
- Уравнение Нернста. Стандартные потенциалы электродных реакций.

## **Лекция 8. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.**

- Электрохимический ряд напряжений металлов.
- Защита металлов от коррозии.
- Гальванические элементы.
- Общие понятия об электролизе.
- Определение напряжения электролитического разложения вещества по энергии Гиббса.
- Особенности протекания электролиза в расплавленных средах и растворах.
- Последовательность электродных процессов.
- Электролиз в металлургии. Получение гальванопокрытий.



## *Литература*

- 1) Курс общей химии под ред. Н.В. Коровина.  
М.: Высшая школа, 1983.
- 2) Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1980.



## Взаимосвязь химических наук

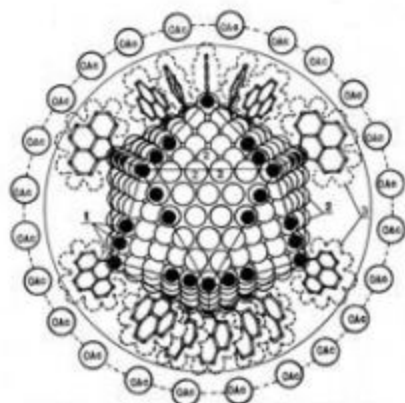
### Материаловедение

-конструкционные материалы  
-функциональные материалы  
(проводники, изоляторы, полупроводники, сверхпроводники, суперионные проводники, ферромагнетики, колоссальная магнеторезистивность, светоизлучающие элементы, биоматериалы, катализаторы, фотонные кристаллы...)





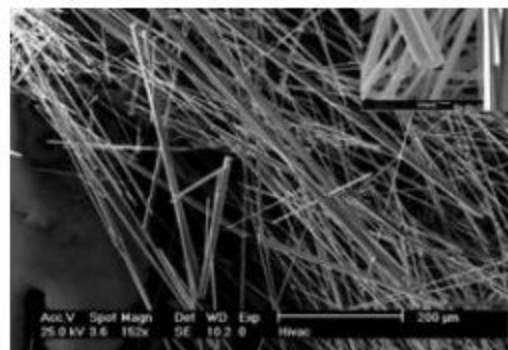
# Химики сами создают объект исследования...



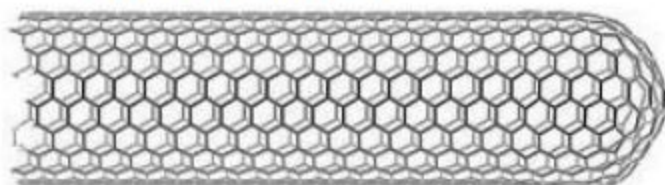
**кластеры (Pd)**



**аэрогели (Ti)**



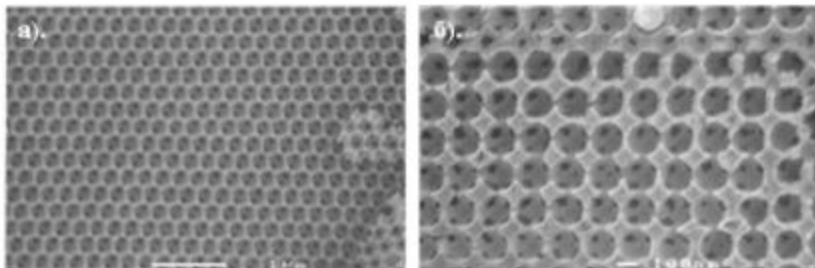
**суперионики (Mn)**



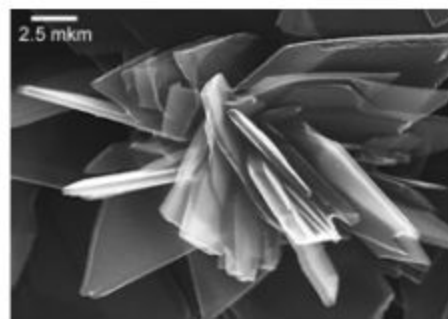
**углеродные нанотрубки и фуллерены (C)**



**сверхпроводники (Cu)**



**фотонные кристаллы (Si)**



**биоматериалы (P)**

# Признаки химической реакции

- изменение цвета ( $I_2$  и крахмал,  $Fe^{3+}$  и роданиды, "лисий хвост",  $KMnO_4$ )
- появление запаха (бром,  $H_2S$ ,  $SO_2$ , меркаптаны)
- изменение вкуса ("инвертированный сахар")
- выпадение осадка ( $PbI_2$ ,  $BaSO_4$ ,  $AgI$ , "берлинская лазурь")
- свечение (люминол, "синглетный кислород")
- увеличение объема (фараонова змея, сахар + олеум)
  
- выделение тепла, разогревание, взрыв ( $H_2SO_4 + H_2O$  или  $H_2O + H_2SO_4$ , алюмотермия, фосфор и бертолетова соль,  $H_2 + O_2$ : "комарик", "трехйодистый азот", "оксиликвиты")
- поглощение тепла, охлаждение (растворение роданида, нитрата аммония, тиосульфата натрия - сольватация?)
  
- возникновение э.д.с. ...

**химические реакции - участие "электронных оболочек"**  
**ядерные реакции (физика) - участие ядерных оболочек**

"... Широко простирает химия руки свои в дела человеческие..."

**Почему?: термодинамика**

**Как?: кинетика**

## *Основные понятия*

- **Химия** – наука о свойствах вещества и его превращениях.
- **Простые вещества** образованы атомами одного хим. элемента и потому являются формой его существования в свободном состоянии (Сера, железо, озон, алмаз).
- **Сложные вещества** образованы разными элементами и могут иметь состав постоянный (стехиометрические соединения или **дальтони́ды**) или меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения или **бертоллиды**).

- **Атом** - наименьшая частица химического элемента, неделимая химически, но делимая физически, сохраняющая все его химические свойства.
- **Молекула** – наименьшая химически и физически делимая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.
- **Химический элемент** - это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек.
- **Изотопы** – атомы одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но различное количество нейтронов (различную массу ядра).

- **Атомное ядро** – положительно заряженная субатомная частица, состоящая из нуклонов – протонов, нейтронов – связанных сильным ядерным взаимодействием (с помощью элементарных частиц – кварков, глюонов и составленных из них адронов (барионов и мезонов)).
- **Электрон** – отрицательно заряженная элементарная частица, проявляющая свойства частицы в состоянии покоя и волны в процессе движения.
- **Ион** – одно- или многоатомная частица, обладающая зарядом.
- **Радикал** – частица или осколок молекулы, полученный в результате гомолитического расщепления ковалентной связи.
- **Химическая связь** – способ взаимодействия двух ядер и некоторой электронной плотности между собой, приводящий к возникновению устойчивой системы.

- **Валентность** (от лат. *valentia* – сила), способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи.
- **Степень окисления** – условный заряд атома в химическом соединении, приобретенный в результате поляризации химических связей.
- **Электроотрицательность** – способность атома притягивать и удерживать электроны в химическом соединении (относительная величина, рассчитанная как полусумма энергий ионизации и сродства к электрону)

- **Энергия ионизации** – энергия, которую нужно затратить, чтобы оторвать электрон от атома или иона.
- **Энергия сродства к электрону** – энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к атому или иону.
- **Реакции химические** (от лат. *re-* – приставка, означающая обратное действие, и *actio* – действие), превращения одних веществ (исходных соединений) в другие (продукты реакции) при неизменяемости ядер атомов.
- **Химическая формула** – запись вещества с помощью значков химических элементов, показывающая, атомы каких химических элементов и в каком соотношении связаны между собой.
- **Элементарная формула** – отражает простейший состав вещества и показывает элементарное соотношение атомов (например, СН может соответствовать  $C_2H_2$  (ацетилен) или  $C_6H_6$  (бензол))

- **Молекулярная химическая формула** – отражает состав и истинное соотношение атомов в молекуле (например,  $C_2H_5OH$ ).
- **Структурная химическая формула** – отражает состав и последовательность связи атомов.
- **Международная единица атомных масс (1 а.е.м.)** - равна  $1/12$  массы изотопа  $^{12}C$  - основного изотопа природного углерода.  
$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 \cdot m(^{12}C) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$
- **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  $^{12}\text{C}$ .*

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

$m_r$  - масса молекулы данного вещества;

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

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

- **Количество вещества, моль** - означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов). Обозначается  $n$ , измеряется в моль.
- **Моль** - количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.
- **Число Авогадро ди Кваренья ( $N_A$ )** - количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно  $6,02 \cdot 10^{23}$ . (Постоянная Авогадро имеет размерность - моль<sup>-1</sup>).
- **Молярная масса** показывает массу 1 моля вещества (обозначается  $M$ ).  $M = m / \nu$

Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества и численно равна его относительной молекулярной массе, однако первая величина имеет размерность г/моль, а вторая - безразмерная.

$$M = N_A \cdot m(1 \text{ молекула}) = N_A \cdot M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} = (N_A \cdot 1 \text{ а.е.м.}) \cdot M_r = M_r$$

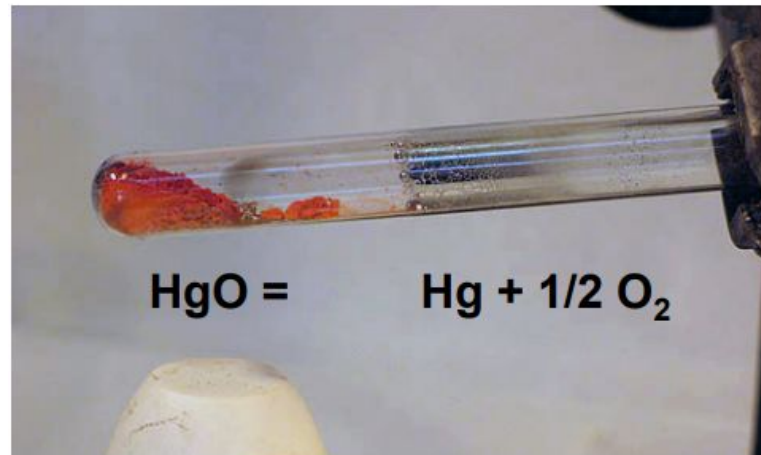
# Основные стехиометрические

## законы

- **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.

**Следствие:** при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Современная трактовка: В изолированной систем сумма масс и энергий постоянна

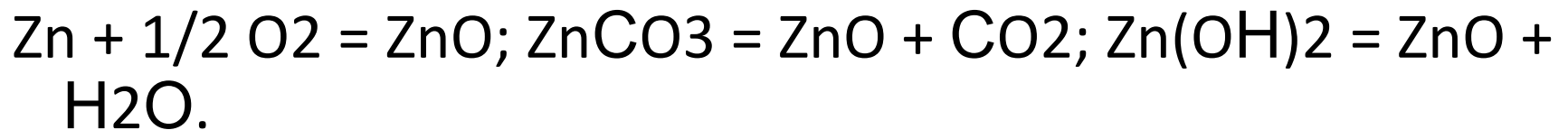


## ***Закон постоянства состава Впервые сформулировал Ж.Пруст (1808 г):***

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

**Следствие:** При образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Пример: образование оксида цинка



## ***Закон Авогадро ди Кваренья (1811 г.)***

В равных объемах различных газов 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. Плотности любых газов относятся как их молекулярные массы.

$$D_1/d_2 = M_1/M_2$$

## **Закон кратных отношении (Дальтон, 1808).**

Если два элемента образуют между собой несколько химических соединений, то количества одного из них, отнесенные к одному и тому же количеству другого, относятся как небольшие целые числа.

- Например: анализа соединений азота с кислородом:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ . Атомная масса азота 14, кислорода – 16. Количество кислорода, пошедшего на образование оксидов по отношению к 14 г азота: **8:16:24:32:40=1:2:3:4:5.**

**Закон взаимосвязи массы и энергии (Эйнштейн):** Энергия вещества прямо пропорциональна его массе, умноженной на квадрат скорости света

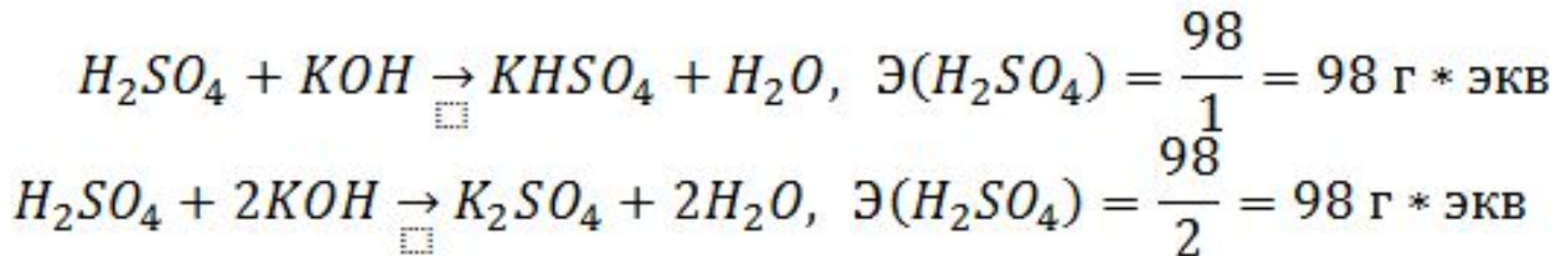
$$E = mc^2 \text{ (} c = 299792458 \text{ м/с)}$$

**Закон эквивалентов (Рихтер, 1792-1800):** химические элементы соединяются между собой в массовых отношениях, пропорциональных их химическим эквивалентам

- **Химическим эквивалентом элемента** называется такое его количество, которое соединяется или замещает 1 весовую часть (1,008 г) атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических соединениях.
- Это условная единица, в целое число раз меньшая или равная соответствующей формульной единице. Это условная частица, соответствующая единице валентности



**Химическим эквивалентом сложного вещества** называют такое его количество (массу), которая соответствует массе формульной единицы, отнесенной к количеству измененных в ходе реакции связей



Для простых и сложных веществ, если не приведена химическая реакция:

$$\mathcal{E}_{\text{элемента}} = \frac{A_r}{\text{валентность элемента}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_r}{\text{основность кислоты}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_r}{\text{кислотность основания}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_r}{\text{валентность металла} \cdot \text{число атомов металла в молекуле соли}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{окислителя}} = \frac{M_r}{\text{число принимаемых электронов}}$$

**Число эквивалентов вещества ( $z$ )**

соответствует количеству разрушенных (измененных) химических связей или числу отданных/принятых электронов

**Фактор эквивалентности ( $f$ )** – это величина, обратная числу эквивалентов

**Масса эквивалента ( $M_f$ )** равна массе формульной единицы, умноженной на фактор эквивалентности

# *Основные классы неорганических соединений*

*Сложные вещества обычно делят на четыре важнейших класса: **оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли.***

## *Оксиды*

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Оксиды делят на две группы: *солеобразующие* и *несолеобразующие* (CO, NO, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).

Солеобразующие оксиды принято делить на три группы: *основные, амфотерные, кислотные.*

К **основным** относятся оксиды типичных металлов, им соответствуют гидроксиды, обладающие свойствами оснований ( $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ).

**Кислотные оксиды** — оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ )

**Основаниями** называются вещества (частицы), связывающие протоны (Бренстед). К основаниям относятся аммиак, амины (анилин), гидроксиды металлов.

Гидроксиды металлов делят на две группы: растворимые в воде — щёлочи (образованные щелочными и щелочноземельными металлами) и нерастворимые в воде.

**Кислоты** - сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только  $\text{H}^+$ ).

## Классификация

По составу: бескислородные и кислородсодержащие.

По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одно-, двух-, трёхосновные...

	Бескислородные:	Кислородсодержащие:
одноосновная	HCl, HBr, HI, HF	HNO <sub>3</sub> ,
двухосновная	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>
трёхосновная		

**Соли** - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

### СОЛИ

Средние

Кислые

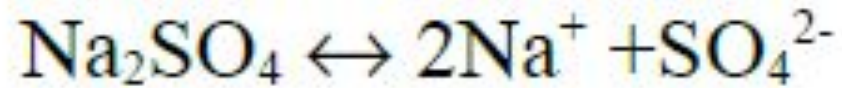
Основные

Двойные

Смешанные

Комплексные

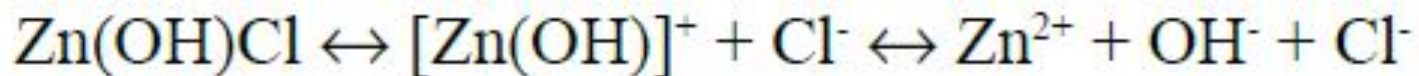
**Средние** - при диссоциации дают только катионы металла (или  $\text{NH}_4^+$ )



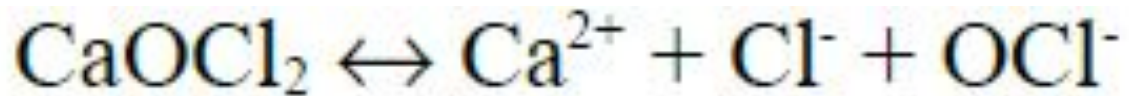
**Кислые** - при диссоциации дают катионы металла ( $\text{NH}_4^+$ ), ионы водорода и анионы кислотного остатка.



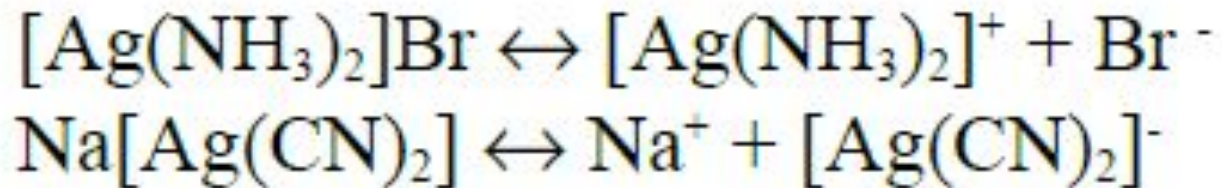
**Основные** - при диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.



*Смешанные* - образованы одним катионом и двумя анионами



*Комплексные* - содержат сложные катионы или анионы.

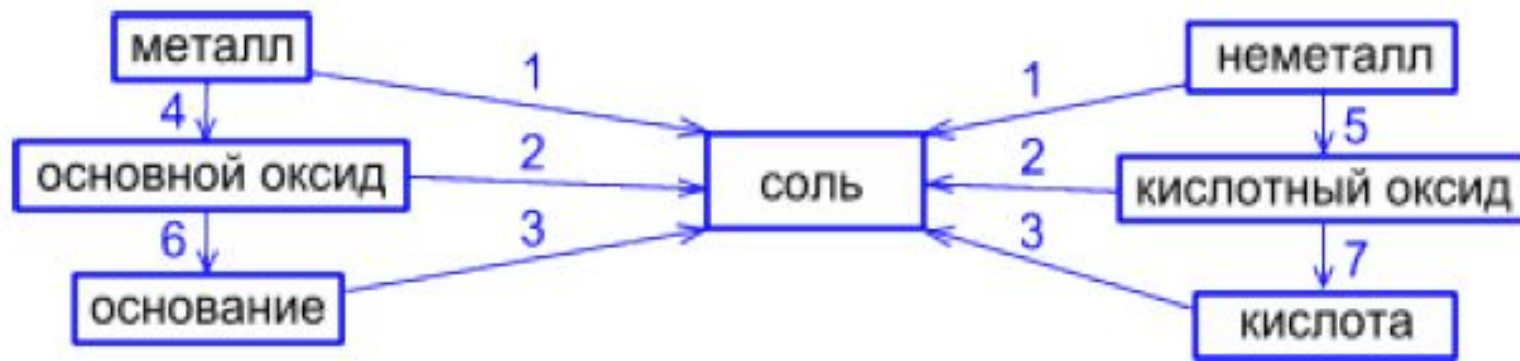




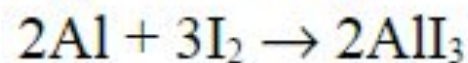
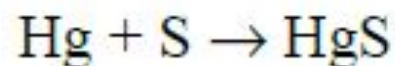
## Химические свойства основных классов неорганических соединений

	Металл	Основной оксид	Основание	Соль
Неметалл	$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$	—	$2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
Кислотный оксид	—	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	—
Кислота	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
Соль	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$	—	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$

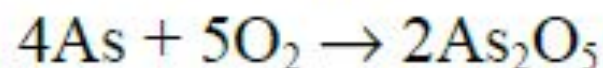
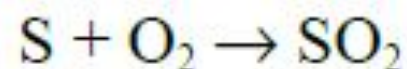
## Связь между различными классами соединений



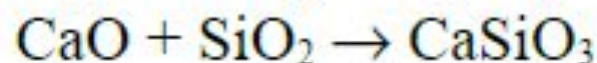
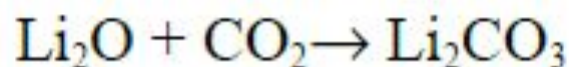
металл + неметалл → соль



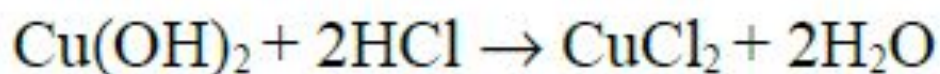
неметалл → кислотный оксид



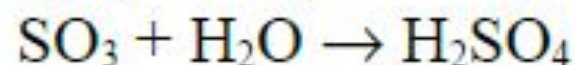
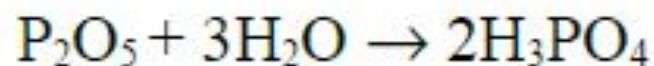
основной оксид + кислотный оксид → соль



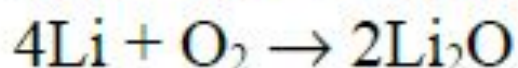
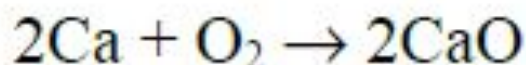
основание + кислота → соль



кислотный оксид → кислота



металл → основной оксид



основной оксид → основание

