

**ПОНЯТИЯ ХИМИИ.  
Основные классы  
неорганических  
соединений.  
Химический  
эквивалент. Закон  
эквивалентов**

**Химия** – часть естествознания,  
изучающая свойства веществ и  
их превращения,  
сопровождающиеся  
изменением состава и  
структуры.

**Химический элемент** — это вид атомов с одинаковым зарядом ядер, **атом**-это наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

**Молекула** - наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию, обладающая его основными химическими свойствами и состоящая из одинаковых или разных атомов.

Вещество – один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов.

# Вещества

```
graph TD; A[Вещества] --> B[ПРОСТЫЕ – вещества, состоящие из атомов одного химического элемента: H2, O2]; A --> C[СЛОЖНЫЕ - вещества, состоящие из атомов различных химических элементов: H2O, H2SO4];
```

ПРОСТЫЕ –  
вещества,  
состоящие из атомов  
одного химического  
элемента:  
 $H_2$ ,  $O_2$

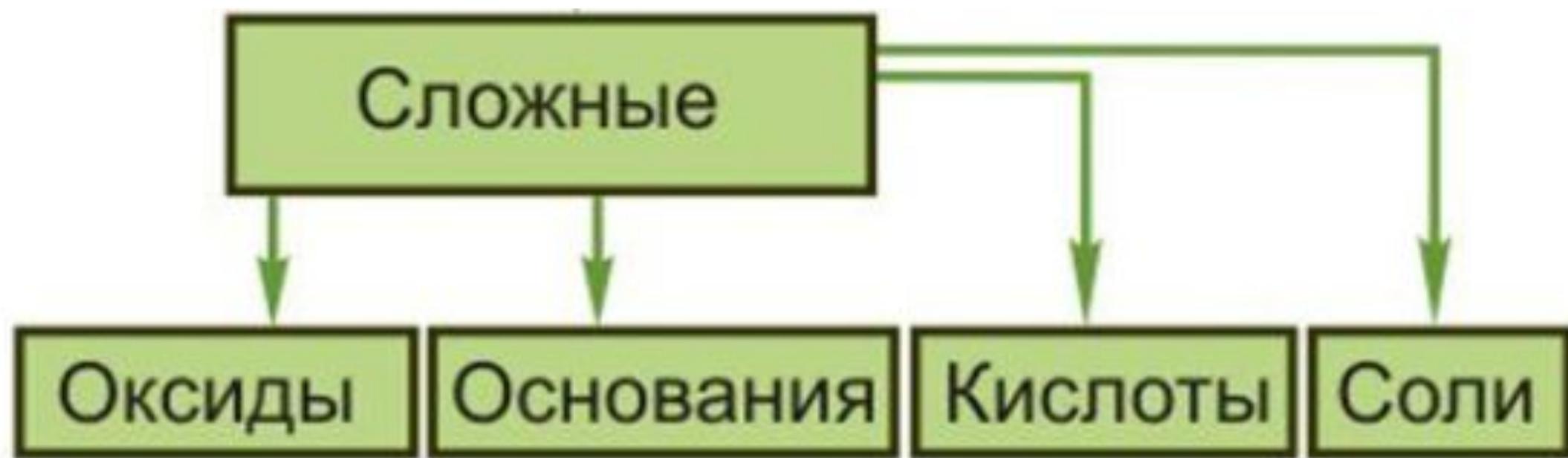
СЛОЖНЫЕ -  
вещества,  
состоящие из атомов  
различных химических  
элементов:  
 $H_2O$ ,  $H_2SO_4$

Простые вещества

```
graph TD; A[Простые вещества] --> B[МЕТАЛЛЫ]; A --> C[НЕМЕТАЛЛЫ];
```

МЕТАЛЛЫ

НЕМЕТАЛЛЫ



Количество вещества ( $n$  или  $\nu$ ) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества.

В Международной системе СИ за единицу количества вещества принят моль.

**Моль** – количество вещества системы, которое содержит столько определенных структурных единиц (молекул, атомов, ионов и т.д. ), сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода –12.

0,012 кг. углерода содержит -  $6,02 \times 10^{23}$  атомов углерода ( $N_A$  постоянная Авогадро).

# Атомно-молекулярная теория

- Автор этой теории английский химик Джон Дальтон. Его атомистическая теория, опубликованная в 1803-1807 годах, прочно основывалась на экспериментальных данных.
  - 
  - Ее основные постулаты заключались в следующем:
  -
1. Каждый химический элемент состоит из чрезвычайно мелких частиц, называемых атомами;
  2. Все атомы одного элемента одинаковы;
  3. Атомы различных элементов обладают разными свойствами (в том числе имеют разные массы);
  4. Атомы одного элемента в результате химических реакций не превращаются в атомы других элементов; атомы не создаются и не разрушаются в химических реакциях;
  5. Химические соединения образуются в результате комбинаций атомов двух или нескольких элементов;
  6. В данном соединении относительные количества атомов различных сортов, а также сорта этих атомов всегда постоянны.

Закон сохранения массы.

Был открыт М. В. Ломоносовым и сформулирован А. Лавуазье:

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Идею сохранения энергии в химических реакциях экспериментально доказал в 1848 г. немецкий ученый Роберт Майер, которого и считают первооткрывателем этого закона.

Закон постоянства состава вещества.

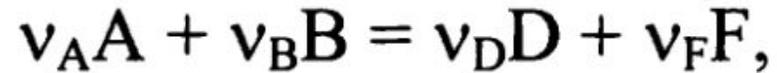
Сформулирован Ж.-Л. Прустом в 1799 г.:

Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Современная формулировка закона постоянства состава вещества таков:

Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения. Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения.

Закон эквивалентов: все вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах.



где A, B, D, F — участники реакции;  $\nu_A, \nu_B, \nu_D, \nu_F$  — соответствующие стехиометрические коэффициенты, числа молей химических эквивалентов  $n_{\text{экв}}$  участников реакции одинаковы:

$$n_{\text{экв}} A = n_{\text{экв}} B = n_{\text{экв}} D = n_{\text{экв}} F .$$

**Эквивалент** – это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции способна присоединять или вытеснять 1  $H^+$ , а в ОВР отдавать или принимать 1 электрон

Эквивалентная масса оксида равна **молярной массе оксида деленной на произведение числа атомов элемента, образующих оксид, на его степень окисления**

$$M_{\text{э}}(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{n \times \nu}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{2 \times 3}$$

Эквивалентная масса основания равна *молярной массе основания, деленной на число гидроксигрупп* (а в реакции число замещенных гидроксигрупп)

$$M_{\text{э}}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{n(\text{ОН}^-)}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Fe}(\text{ОН})_2) = \frac{90}{2} = 45 \text{ г/моль}$$

Эквивалентная масса кислоты равна **молярной массе, деленной на число атомов водорода** (а в реакции число замещенных атомов водорода)

$$M_{\text{э}} (\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{n(\text{H}^+)}$$

$$M_{\text{э}} (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

Эквивалентная масса соли равна  
***молярной массе соли  
деленной на произведение  
числа атомов металла,  
образующих соль, на его  
степень окисления***

**0,304г магния  
вытеснили 0,0252 г  
водорода. Вычислите  
эквивалентную массу  
магния.**

**Воспользуемся законом эквивалентов и запишем:**

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Mg})}{M_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

$$\frac{0.304}{0.0252} = \frac{x}{1.008}$$

$$x = 12,16 \text{ г / моль}$$

**Мышьяк образует два оксида, один содержит 65,2% As, а другой 75,7% As.**

**Вычислить Мэ мышьяка, его валентность и составить формулы оксидов.**

Воспользуемся законом эквивалентов:

$$\frac{m(As)}{m(O)} = \frac{M_{\text{Э}}(As)}{M_{\text{Э}}(O)}$$

$As_xO_y - 100\%$ , тогда

$$\omega(O) = 100\% - \omega(As) = 100\% - 65,2\% = 34,8\%$$

Т.к. дано бинарное соединение, то в формулу закона эквивалентов можно подставлять %, получим:

$$\frac{\omega_{As}}{\omega_O} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{M_{\text{экв}}(O)} \Rightarrow \frac{65.2}{34.8} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{8}$$

$$M_{\text{экв(As)}} = \frac{65,2 \cdot 82 / \text{моль}}{34,8} = 152 / \text{моль}$$

$$M_{\text{экв(As)}} = \frac{A_{\text{As}}}{B_{\text{As}}} \Rightarrow B_{\text{As}} = \frac{A_{\text{As}}}{M_{\text{экв(As)}}} = \frac{75}{15} = 5$$

Формула 1-го оксида имеет вид:



# Газовые законы

Закон Авогадро.

Сформулирован А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый молярным ( $V_m$ ), при нормальных условиях (давление  $p_0 = 101325$  Па и абсолютной температуре  $T_0 = 273,15$  К) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$

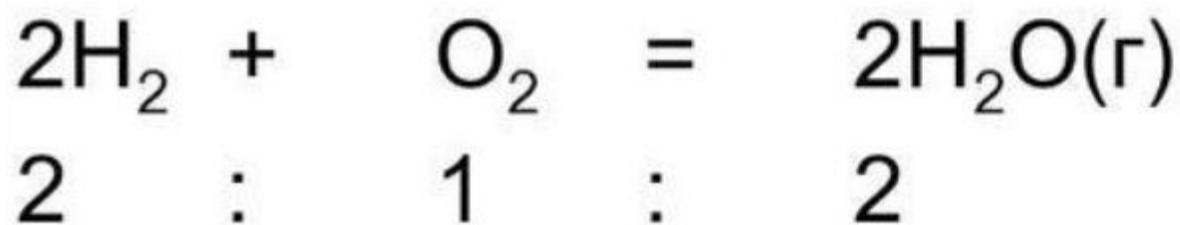
2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы

Отношение масс двух газов, занимающих равный объем при одинаковых условиях, называют **относительной плотностью** одного газа по другому и обозначают буквой  $D$ .

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

# Закон объемных отношений

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.  
( $P=\text{const}$ ,  $T=\text{const}$ .)



# Закон парциальных давлений Дальтона

*в смеси газов каждый газ оказывает такое давление (парциальное), какое оказывал бы он при отсутствии других газов, занимая весь объем смеси при той же температуре, а общее давление смеси равно сумме парциальных давлений ее компонентов:*

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots .$$

