

**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

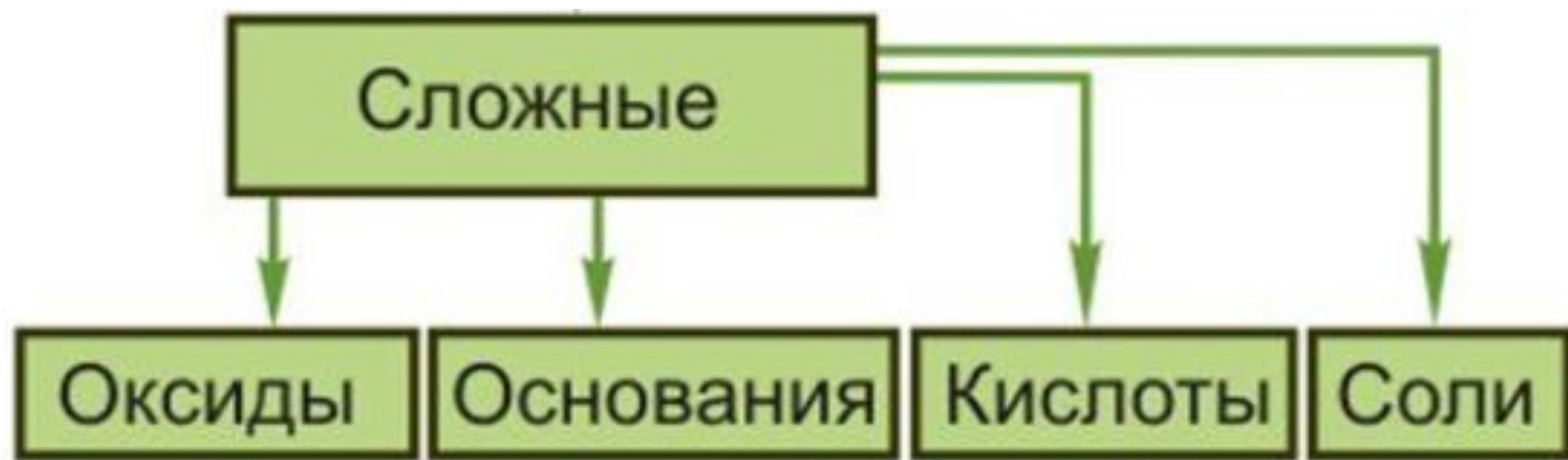
СЛОЖНЫЕ -
вещества,
состоящие из атомов
различных химических
элементов:
 H_2O , H_2SO_4

Простые вещества

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

МЕТАЛЛЫ

НЕМЕТАЛЛЫ



Количество вещества (n или ν) 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.

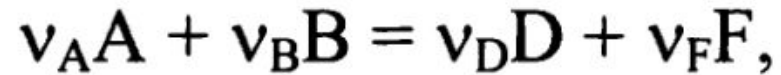
Сформулирован Ж.-Л. Прустом в 1799 г.:

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:

$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$

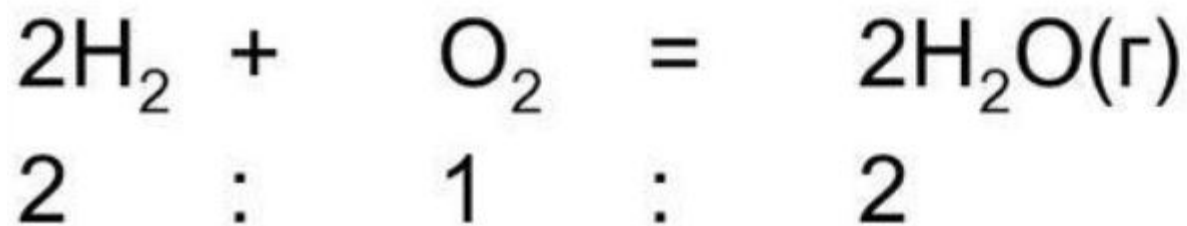
2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы

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:

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

