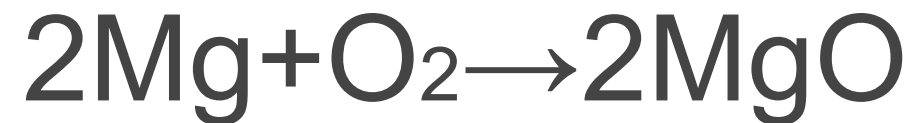


ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия это наука, изучающая вещества, их строение и превращение

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

Закон сохранения массы



Закон сохранения массы. Был открыт М. В. Ломоносовым. (1748 г.) Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии, все расчёты по химическим реакциям производятся на его основе.

Закон постоянства состава вещества.

Сформулирован Ж.-Л. Прустом в 1799 г. (франц.): Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав. Закон находится в соответствии с атомно-молекулярным учением. Молекула любого вещества состоит из определённого количества атомов, имеющих постоянную массу. Массовый состав и состав вещества постоянны независимо от способа его получения. Такие соединения называются **дальтонидами**.



11,11% H

88,89% O

- Вещества постоянного состава называют дальтонидами в честь английского физика и химика Дж. Дальтона, Вещества переменного состава – бертоллидами в честь французского химика К. Бертолле.

TiO , TiO_2

CuO , черный цвет

Cu_2O , красный цвет

Закон кратных отношений

Дальтон, 1803 г.

- Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента относятся между собой как не большие числа

HCl	H_2I	H_2O	NH_3	CH_4
1:35,5	1:16	1:8	4,7:1	3:1

Эквивалентом вещества называют такое его количество, которое без остатка присоединяет или замещает один моль атомов водорода

Эквивалент простого вещества $\mathcal{E} = A/V$

Эквиваленты сложных веществ (кислоты, основания, соли)

Э кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4 = M/\text{число атомов водорода в кислоте} = 98/2 = 49\text{г/моль}$

Э основания $\text{Ca}(\text{OH})_2 = M/\text{колич. Гидроксильных групп} = 74/2 = 37\text{г/моль}$

Э соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = M/\text{колич. ат металла} * \text{валентность металла} = 399/2 * 3 = 66,5\text{г/моль}$

(Рихтер, 1793 г.)

Закон эквивалентов

массы веществ m , реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов $M_{\text{экв}}$:

$$m_1/m_2 = M_{\text{экв}1}/M_{\text{экв}2}.$$

Закон Авогадро 1811г.

Сформулирован А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов: В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (P, t) содержится одинаковое число молекул.

Следствия закона

1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л

$$V = V_0 = PV_0 / P_0 T$$

2. Молекулярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной относительной плотности по водороду

$$M = 2D_H$$

3. Уравнение Менделеева-Клапейрона

$$M = mRT / PV$$

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона).

$$pV = \frac{m}{M}RT \quad \text{или} \quad pV = nRT,$$

где p – давление;

V – объем газа; m – масса газа;

M – молярная масса газа;

T – температура;

n – количество вещества газа, моль;

R – универсальная газовая постоянная, значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем.

Закон Гей-Люссака 1802

Объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газов как небольшие целые числа.

