

Основные химические  
понятия и  
стехиометрические законы

## *Вопросы, изучаемые на лекции*

- 1. Основные химические понятия
- 2. Законы стехиометрии

# 1. Основные химические понятия

- Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.
- Химический элемент – вид атомов с одинаковым, положительным зарядом ядра. Заряд ядра равен порядковому номеру элемента.



- **Относительная атомная масса ( $A_r$ )**– отношение средней массы атома естественного изотопического состава элемента к  $1/12$  массы атома углерода. Выражается в атомных единицах массы ( $1 \text{ a.e.m.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$ ).
- **Естественный изотопический состав** – В настоящее время, установлено, что, как правило, каждый элемент представляет собой совокупность нескольких изотопов, т.е. атомов с одинаковым зарядом ядра, но с разным числом нейтронов, а значит, и с разным массовым числом.
- $^{24}\text{Mg}$  (12 $\bar{e}$ , 12 $p^+$ , 12 $n^0$ )
- $^{25}\text{Mg}$  (12 $\bar{e}$ , 12 $p^+$ , 13 $n^0$ )
- $^{26}\text{Mg}$  (12 $\bar{e}$ , 12 $p^+$ , 14 $n^0$ )

$$A_r = \sum \bar{e} + \sum n^0$$

$$\sum \bar{e} = \sum p^+$$

- **Молекула** – наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами.
- **Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** – отношение средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к  $1/12$  массы изотопа  $C$ .

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 98 \text{ a.e.m.}$$

- **Моль** – количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов) сколько содержится атомов в 12 г изотопа  $^{12}\text{C}$ . Число частиц, содержащихся в 1 моль любого вещества равно  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$  – постоянная Авогадро.
- **Молярная масса** – величина равная отношению массы вещества к количеству вещества  $M(x) = m(x)/n(x)$  и определяется, как сумма  $A_r$ . Единицы измерения **г/моль, кг/моль**.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

## 2. Законы стехиометрии

- **Стехиометрия** – раздел химии, рассматривающий количественный состав веществ, количественные соотношения между реагирующими веществами

# ***Закон сохранения массы (Ломоносов 1748)***

- – масса веществ, вступивших в реакцию равна массе веществ образовавшихся в результате реакции.



# Закон сохранения энергии (Ломоносов 1748)

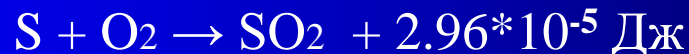
- *энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но одни ее виды могут превращаться в другие в строго эквивалентных количествах.*

В 1905 г. А. Эйнштейн показал, что между массой тела и его энергией существует связь:

$$\underline{E = mc^2},$$

где  $c$  – скорость света в вакууме  $3 \cdot 10^8$  м/с.

- При химических реакциях всегда выделяется или поглощается энергия, которой соответствует какая-то масса вещества. Однако, из-за высокого значения величины  $c$  эту массу можно не учитывать, так как она очень мала.
- Например:

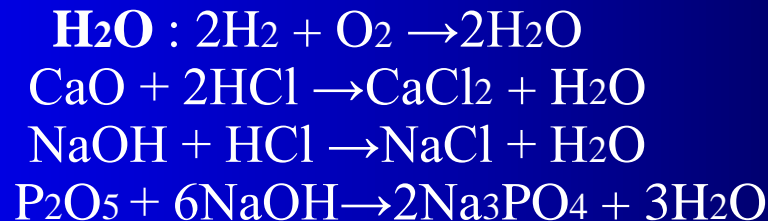


- $\Delta E = \Delta mc^2 \rightarrow \Delta m = \Delta E / c^2 = 2.96 \cdot 10^{-5} / (3 \cdot 10^8) = 3.3 \cdot 10^{-9} \text{ г}$

# Закон постоянства состава (Пруст 1799)

*- каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения.*

**Например:**



- **Дальтони́ды** – вещества с постоянным составом.
- **Бертоллиды** – вещества с переменным составом, имеют дробные стехиометрические индексы, т.е. на единицу массы данного элемента может приходиться различная масса другого элемента (халькогены, оксиды).

# **Закон кратных отношений (Дальтон 1803)**

- *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, относятся между собой как небольшие целые числа.*

# Закон эквивалентов (Рихтер 1803)

- *вещества вступают в химическую реакцию в количествах пропорциональных их эквивалентам.*
- **Химический эквивалент** – это количество элемента, которое соединяется с 1 моль атомов  $H$  или замещает то же количество атомов  $H$  в химических реакциях.
- **Фактор эквивалентности ( $f_{экв}$ )** – число, обозначающее какая доля реальной частицы составляет эквивалент.

$$f_{экв} \leq 1$$

# Закон Авогадро (1811)

- в равных объемах различных газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

$$\underline{N = n \cdot N_A}, \quad N - \text{число молекул}$$

*Следствия:*

- 1) 1 моль любого газа при нормальных условиях ( $P=1\text{атм}$ ,  $101325\text{ Па}$ ;  $t=0\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $273\text{ К}$ ) занимает объем  $22,4\text{ л/моль}$  ( $\underline{V_m}$ ).

$$\underline{V = n \cdot V_m}$$

- 2) молярная масса газообразного вещества равна удвоенной плотности по  $\text{H}$ .

$$\underline{M(x) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}}$$

$$\underline{D_{\text{H}_2} = \text{масса 1л данного газа/масса 1л H}_2}$$

- 3) молярная масса газа равна произведению  $29 \cdot D_{\text{В}}$  (плотность по воздуху)

$$\underline{M(x) = 29 \cdot D_{\text{В}}}$$

$$\underline{D_{\text{В}} = \text{масса 1л данного газа/масса 1л воздуха}}$$

# Закон объемных отношений (Гей-Люссак)

- – *объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.*



**Закон газового состояния  
Клайперона- Менделеева  
(уравнение состояния идеального газа)**

$$\underline{PV = mRT/M}$$

- Универсальная газовая постоянная R:

$$= \underline{8,314 \text{ Дж/(моль К)}},$$

если T в К, P в Па, V в м<sup>3</sup>, m в г, M в г/моль

$$= \underline{62360 \text{ мм рт ст*мл/(моль К)}},$$

P в мм рт ст, V в мл,

$$= \underline{0,082 \text{ л*атм/(моль К)}},$$

P в атм, V в л.