

# *Лекция 1*

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

*Химия* — это наука о веществах и законах их превращений.

Атом – наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами.

Химический элемент – вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра и определённой совокупностью свойств.

**Молекула** – наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая основными химическими свойствами вещества.

**Вещество** – устойчивое скопление частиц, обладающих массой покоя. Скопление частиц, не имеющих массу покоя – **поле**.

Если молекулы состоят из одинаковых атомов – вещество называется *простым* ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Fe$ ,  $Mn...$ ), из разных атомов - *сложным* или *химическим соединением* ( $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $FeCl_3...$ ).

## Относительная атомная масса ( $A_r$ ) –

отношение массы данного атома к 1/12 части массы атома С-12 ( $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг – 1 у.е.м.).

## Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )

– отношение массы данной молекулы к 1/12 части массы атома С-12. Она равна сумме масс всех атомов, входящих в состав молекулы.

*Эти величины безразмерные.*

1 моль – количество вещества ( $\nu$ ), содержащее столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов...), сколько содержится атомов в 12 граммах изотопа С-12. В 12 г углерода содержится  $6,022 \cdot 10^{23}$  атомов.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} - \text{число Авогадро.}$$

Масса одного моля вещества - молярная масса ( $M$ ) [г/моль, кг/моль].

$$M = \frac{m}{\nu}$$

# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

## 1. Закон сохранения массы и энергии (Ломоносов 1760, Эйнштейн 1905)

*В изолированной системе сумма масс и энергий постоянна*

$$E = m \cdot c^2$$

2. Закон постоянства  
состава (Ж.Л.Пруст,  
1808г)

*Каждое химическое  
соединение, независимо  
от способа его  
получения, всегда  
обладает постоянным  
качественным и  
количественным  
составом.*



*Жозеф Луи Пруст  
(1754—1826)*



### 3. Закон простых объемных отношений (Гей-Люссак, 1808г)

*Объемы вступающих в реакцию газов относятся между собой, а так же к объемам образующихся газообразных продуктов при неизменных условиях, как небольшие целые числа.*



*Ж. Л. Гей-Люссак  
(1778 – 1850)*



$$V(H_2) : V(O_2) : V(H_2O) = 2 : 1 : 2$$

## 4. Закон Авогадро (1811г)

*В равных объемах  
любых газов, взятых  
при одинаковых  
условиях,  
содержится  
одинаковое число  
частиц (молекул)*



*Амедео Авогадро  
(1776 — 1856)*

## Следствия:

*1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем*

При Н.У. 1 моль любого газа имеет объем

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль (молярный объем)}$$

Н.У.  $T_0 = 273 \text{ К (0 } ^\circ\text{C)}$ ;

$$P_0 = 101,3 \cdot 10^3 \text{ Па} = 760 \text{ мм.рт.ст.} = 1 \text{ атм.}$$

$$v = \frac{V_0}{V_m}$$

*2. Массы равных объемов двух газов, взятых при одинаковых условиях, относятся друг к другу как их молярные массы.*

$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D_{1/2}$  - *относительная плотность первого газа по второму, показывает во сколько раз один газ тяжелее другого.*

*Абсолютная плотность газа при н.у.*

$$\rho_0 = \frac{M}{V_m}; [г / л]$$

## 5. Закон эквивалентов

*Химический эквивалент ( $\mathcal{E}$ , моль)* – это такое количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает такое же количество атомов водорода в хим. реакции.

*Эквивалентная масса ( $M_{\mathcal{E}}$ , г/моль)* – масса 1 химического эквивалента.

*Простые вещества:*

$$M_{\text{Э}} = \frac{A}{W}$$

*Сложные вещества:*

$$M_{\text{Э}} = \frac{M}{K \cdot Z}$$

*K* – количество катионов (анионов);

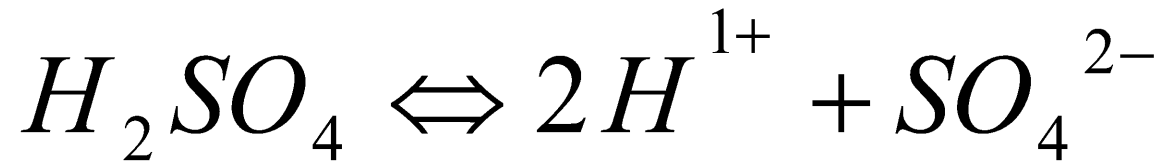
*Z* - заряд катиона (аниона) по модулю.

$$M_{\text{э}}(O_2) = \frac{A}{W} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{э}}(Al) = \frac{A}{W} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г / моль}$$

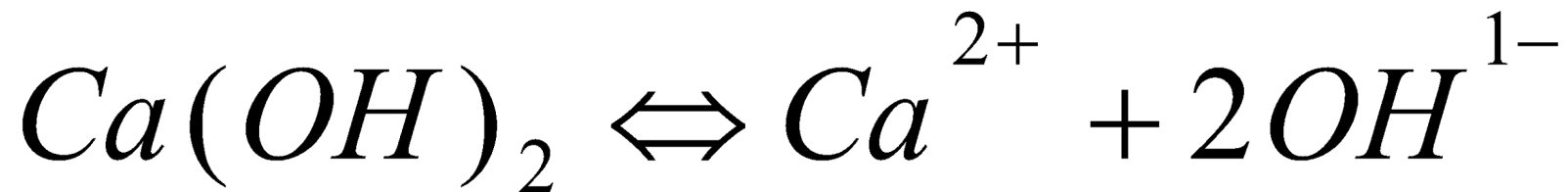


# *Кислоты*



$$M_{\text{э}}(H_2SO_4) = \frac{M}{\kappa \cdot z} = \frac{2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16}{2 \cdot 1} = 49 \text{ г / моль}$$

## Основания



$$M_{\text{э}}(Ca(OH)_2) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{40 + 2 \cdot 17}{2 \cdot 1} = 37 \text{ г / моль}$$

# Соли



$$M_{\text{э}}(CaSO_4) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{40 + 32 + 4 \cdot 16}{1 \cdot 2} = 53 \text{ г / моль}$$

## Оксиды

$$M_{\text{э}}(\text{C}^{4+}\text{O}_2^{2-}) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{12 + 2 \cdot 16}{1 \cdot 4} = 11 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{C}^{2+}\text{O}^{2-}) = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{12 + 16}{1 \cdot 2} = 14 \text{ г / моль}$$

**Закон эквивалентов:** Массы реагирующих друг с другом веществ, а так же продуктов реакции пропорциональны их эквивалентным массам.



$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{\text{э}}(A)}{M_{\text{э}}(B)}$$

$$\frac{m(A)}{m(C)} = \frac{M_{\text{э}}(A)}{M_{\text{э}}(C)}$$

# ОСНОВНЫЕ ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

## 1. Объединенный закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака (закон газового состояния)

$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_0 V_0}{T_0};$$

2. Уравнение состояния идеального газа  
(уравнение Менделеева-Клапейрона)

$$PV = \nu RT = \frac{m}{M} RT$$

**R** - универсальная газовая постоянная

**R = 8,314 Дж/моль·К (СИ)**

**P (Па); V(м<sup>3</sup>); T(К); m (г; кг); M (г/моль; кг/моль).**

### 3. Закон парциальных давлений (закон Дальтона)

***Парциальное давление ( $p$ ,  $P_a$ )*** - ЭТО давление, которое производил бы данный газ, если бы он при тех же условиях занимал объем всей газовой смеси.



## *Закон Дальтона*

*Давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.*



*Джон Дальтон  
(1766 -1844)*

**Пример:** Смешаны азот, кислород, водород.

$$P_{\text{общ}} = p(N_2) + p(O_2) + p(H_2)$$

Парциальное давление – равно произведению *мольной доли* газа на общее давление смеси.

$$p(O_2) = N(O_2) \cdot P_{\text{общ}}$$

$$N(O_2) = \frac{\nu(O_2)}{\nu(O_2) + \nu(H_2) + \nu(N_2)}$$