

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 (ν), 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.

$$\rho_0 = \frac{M}{V_m}; [\text{г} / \text{л}]$$

5. Закон эквивалентов

Химический эквивалент (Э, моль) – это такое количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает такое же количество атомов водорода в хим. реакции.

Эквивалентная масса ($M_{\text{Э}}$, г/моль) – масса 1 химического эквивалента.

Простые вещества:

$$M_{\text{Э}} = \frac{A}{W}$$

Сложные вещества:

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

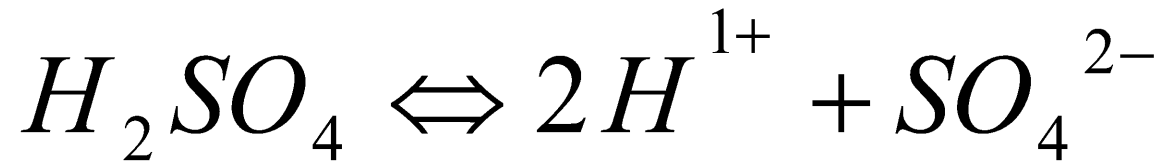
K – количество катионов (анионов);

Z - заряд катиона (аниона) по модулю.

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

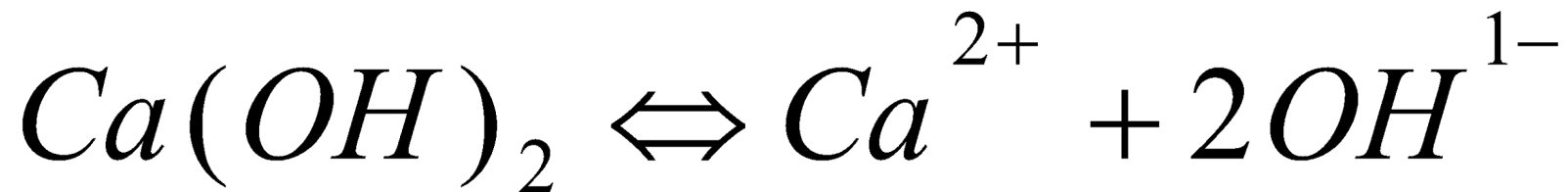
$$M_{\text{э}}(Al) = \frac{A}{W} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г / моль}$$

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



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

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(м³); T(K); 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.

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

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