

Лекция №1

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Содержание

- 1. Атомно-молекулярная теория**
- 2. Закон сохранения массы и энергии**
- 3. Закон постоянства состава**
- 4. Атомные и молекулярные массы**
- 5. Эквивалент. Эквивалент сложных веществ. Закон эквивалентов.**
- 6. Закон Авагадро. Основные газовые законы.**
- 7. Определение молекулярной массы газа или пара**

Литература

- 1. Коржуков Н.Г. Общая химия. 2001 г.**
- 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. 2004 г.**
- 3. Глинка Н.Л. Общая химия.**
- 4. Коржуков Н.Г., Стаханова С.В. Неорганическая химия. Сборник задач (№ 555).**
- 5. Богословский С.Ю., Титов Л.Г. Неорганическая химия. Лабораторный практикум (№698).**

Атомно-молекулярная теория

Принята в 1860 г. на I Международном химическом конгрессе в г.Карлсруэ (Германия)

Основные положения

1. Все вещества состоят из молекул. Молекула – это наименьшая частица вещества, обладающая его химические свойства.
2. Молекула состоит из атомов. Атом – наименьшая частица элемента в химических соединениях. Разным элементам соответствуют разные атомы.
3. При химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы при химических реакциях не изменяются.

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

(открытие принадлежит М.В.Ломоносову и Лавуазье)

Масса всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции..

Примеры:

1. В доменном процессе

$$\begin{aligned}\Sigma m \text{ руды} + \text{топлива} + \text{воздуха} &= \\ &= \Sigma m \text{ чугуна} + \text{шлака} + \text{пыли} + \text{газа}\end{aligned}$$

2. В химической реакции число атомов каждого вида не изменяется



ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ ЭНЕРГИИ

Энергия изолированной системы постоянна

$$n_p \cdot m_p + n_n \cdot m_n < m_{\text{атомного}}$$



Соотношение Эйнштейна

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

где c – скорость света ($c = 3 \cdot 10^8$ м/сек)

Дефект массы $\Delta m = 10^{-6} - 10^{-9}$ г/моль

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

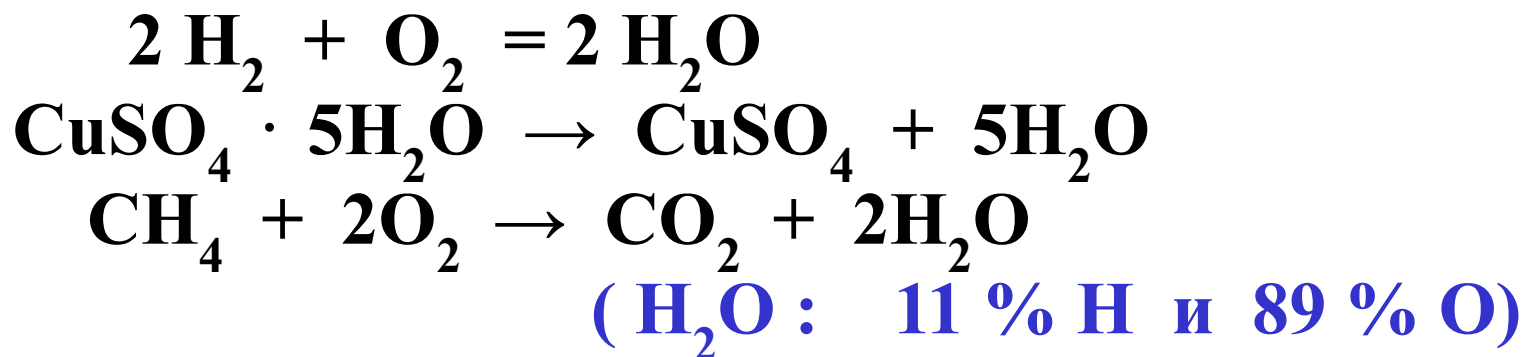
(открыт французским химиком Прустом в 1799 г.)

Все соединения содержат элементы в строго определенных массовых пропорциях, независимо от способа получения.

Или другими словами

Состав вещества не зависит от способа его получения.

Например:



ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Вещества, строго следующие закону постоянства состава, называются **дальтонидами**.

Например, H_2O .

Те вещества, которые отклоняются от закона постоянства состава, называются **бертоллидами**.

Например, TiO_2 ,

на единицу массы титана может приходиться от 0,65 до 0,67 единиц массы кислорода, что соответствует формуле $\text{TiO}_{1,9-2,0}$.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

1. АТОМ, АТОМНЫЙ ИОН

2. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

3. МОЛЕКУЛА, МОЛЕКУЛЯРНЫЙ ИОН

4. ВЕЩЕСТВО

Делятся на простые (O_2 , N_2 , C и т.д.)
и сложные (H_2O , H_2SO_4 и т.д.)

5. АЛЛОТРОПИЯ, АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ

Например: O_2 и O_3 ;

алмаз, графит, карбин, фуллерен

$S_{\text{ромбическая}}$, $S_{\text{моноклинная}}$, $S_{\text{пластическая}}$

Распространенность элементов в природе:

Кислород (O) ~ 47% по массе;
Кремний (Si) ~ 27%
Далее следуют: Al, Fe, Ca, Na, K, Mg, H) 98%

Все остальные элементы – 2%

Например:

C - 0,15%; N – 0,04%; S – 0,05%

АТОМНЫЕ И МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ

$$m_{\text{Al}} = 4,5 \cdot 10^{-23} \text{ г} \quad m_{\text{C}} = 2 \cdot 10^{-23} \text{ г} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

$$1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m_{\text{C}} = 1/12 \cdot 2 \cdot 10^{-23} = 0,166 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Относительная атомная масса (A_r) - это безразмерная величина, равная отношению массы атома элемента к 1/12 массы атома ^{12}C

$$A_{r \text{ Al}} = (4,5 \cdot 10^{-23}) / (0,166 \cdot 10^{-23}) = 27 \text{ а.е.м}$$

Абсолютная масса атома равна относительной атомной массе (A_r), умноженной на 1 а.е.м.

АТОМНЫЕ И МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) – это безразмерная величина, равная отношению массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома ^{12}C .

$$M_{r\text{H}_2\text{O}} = (3,0 \cdot 10^{-23}) / (0,166 \cdot 10^{-23}) = 18 \text{ а.е.м.}$$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы.

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе (M_r), умноженной на 1 а.е.м.

Моль – это количество вещества (г), которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько их находится в 12 г изотопа ^{12}C .

$$N_A = 12 / (12 \cdot 0,166 \cdot 10^{-23}) = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ частиц} -$$

- **число** (или постоянная) **Авогадро** [моль^{-1}]

АТОМНЫЕ И МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ

1 моль вещества содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества

Молярная масса (M) – это масса 1 моля вещества [г/моль]

$$M = N_A \cdot m_{\text{молекулы}} = N_A \cdot M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} = (N_A \cdot 1 \text{ а.е.м.}) \cdot M_r = M_r$$

$M = M_r$ – молярная масса, выраженная в гр., численно равна **молекулярной массе** этого вещества.

Пример: CO_2 $M_r = 44 \text{ а.е.м.}$ $M = 44 \text{ г/моль}$

Количество вещества или число молей вещества (v)

$$v = m / M_r$$

$$v = N / N_A$$

Стехиометрические соотношения в химии

Стехиометрия – раздел химии, изучающий объемные и массовые соотношения между реагирующими веществами.



Основной закон стехиометрии

Отношение количеств реагирующих веществ (в моль) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции

ЭКВИВАЛЕНТ

Эквивалент элемента (Э) – это такая масса его, которая соединяется с единицей (точнее 1,008) массы водорода или с 8 единицами массы кислорода или замещает эти количества в их соединениях.

$$\text{Э}_{\text{H}} = 1$$

$$\text{Э}_{\text{O}} = 8$$

Грамм-эквивалент – это эквивалент, выраженный в граммах.

Эквивалент элемента

$$\text{Э}_{\text{элемента}} = A_r / V$$

где

A_r – относительная атомная масса элемента,

V – валентность элемента (или степень окисления)

ЭКВИВАЛЕНТЫ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Эквивалент основания равен относительной молекулярной массе, деленной на кислотность основания

$$\text{NaOH:} \quad \mathcal{E} = M_r / 1$$

$$\text{Ca(OH)}_2: \quad \mathcal{E} = M_r / 2$$

Эквивалент кислоты равен относительной молекулярной массе, деленной на основность кислоты

$$\text{HCl:} \quad \mathcal{E} = M_r / 1$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \quad \mathcal{E} = M_r / 2$$

ЭКВИВАЛЕНТЫ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Эквивалент соли равен относительной молекулярной массе, деленной на суммарный заряд катиона

$$\text{NaCl:} \quad \mathcal{E} = M_r / 1$$

$$\text{Cd(NO}_3)_2: \quad \mathcal{E} = M_r / 2$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3: \quad \mathcal{E} = M_r / 6$$

Эквивалент оксидов

$$\text{CaO:} \quad \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{Ca}} + 8$$

$$\text{SO}_2: \quad \mathcal{E} = M_r / 2$$

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

- Массы реагирующих веществ относятся как их эквиваленты

$$m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2$$

- Вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах

$$n_1 = n_2 = n_3 = \dots$$

где

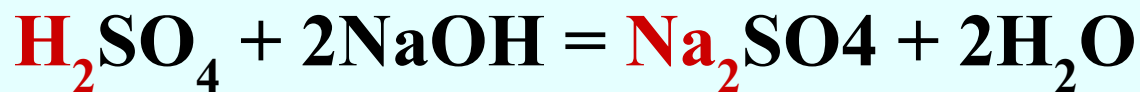
$$n = m / \mathcal{E} \text{ - число г-ЭКВ.}$$

m — масса вещества,

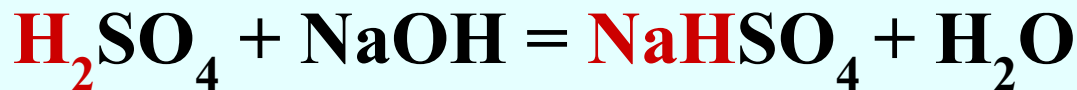
$\mathcal{E}$ — эквивалент вещества

В химических реакциях

$$\mathcal{E}_{\text{к-ты}} = \frac{M_r(\text{кислоты})}{\text{число ат. H, участвующих в р-ции}}$$

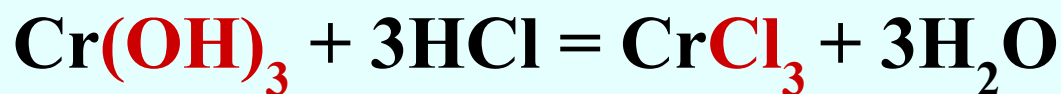


$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2}$$

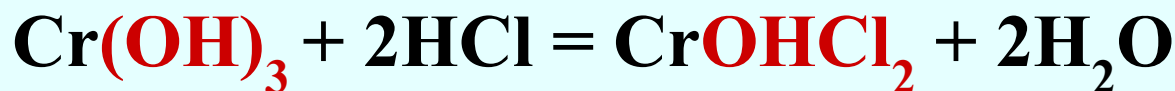


$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)}{1}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основ.}} = \frac{M_r(\text{основания})}{\text{число групп OH, участвующих в р-ции}}$$

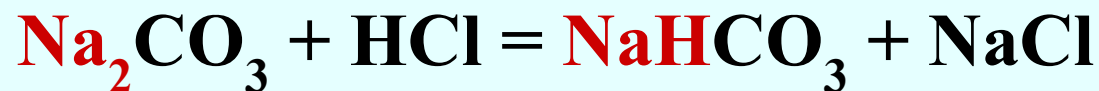


$$\mathcal{E}_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = \frac{M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3)}{3}$$

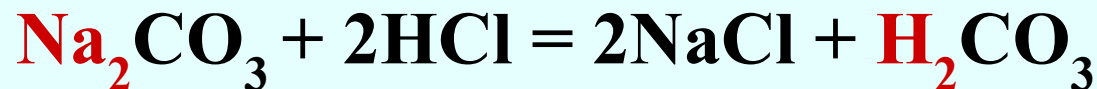


$$\mathcal{E}_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = \frac{M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3)}{2}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_r(\text{соли})}{\text{суммарный заряд катионов, участвующих в р-ции}}$$



$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1}$$

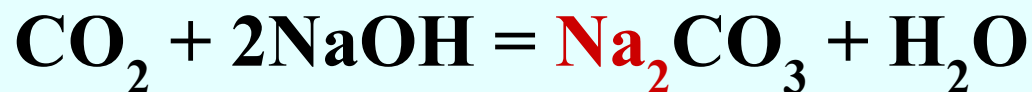


$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{2}$$

Эоксида в обменных и кислотно-основных реакциях



$$\mathcal{E}_{\text{CO}_2} = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{1}$$



$$\mathcal{E}_{\text{CO}_2} = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{2}$$

Газовые законы

- 1. Закон Авогадро и его следствия**
- 2. Закон Бойля-Мариотта**
- 3. Закон Гей-Люссака**
- 4. Закон Шарля**
- 5. Объединенный газовый закон**
- 6. Закон парциальных давлений**

ЗАКОН АВОГАДРО

(Авогадро – итальянский физик и химик, закон открыт в 1811 г.)

- В **равных** объемах различных газов при одинаковых условиях содержится **равное** число молекул.

1^{ое} следствие:

- 1 моль любого вещества в газообразном состоянии при определенных температуре и давлении занимает один и тот же объем

Нормальные условия (н.у.):

$$T^{\circ} = 273,15^{\circ}\text{К} (0^{\circ}\text{C})$$

$$P^{\circ} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па} \approx 10^5 \text{ Па} \quad (1 \text{ атм.}, 760 \text{ мм.рт.ст.})$$

$$V^{\circ} = 22,4 \text{ л (дм}^3\text{)} - \text{молярный объем}$$

1 моль любого газа при н.у. занимает объем 22,4 л (дм³)

$$v = V / 22,4$$

Эквивалентный объём водорода и кислорода при н.у.:

$$2 \text{ г } \text{H}_2 \cong 22,4$$

$$1 \text{ г } \text{H}_2 \stackrel{\text{л}}{\cong} 11,2$$

$$32 \text{ г } \text{O}_2 \cong 22,4$$

$$8 \text{ г } \text{O}_2 \stackrel{\text{л}}{\cong} 5,6$$

$$\text{Э}_V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/г-экв}$$

$$\text{Э}_V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л/г-экв}$$

$$P \cdot V = \text{const} \quad (\text{при } T = \text{const})$$

$$V / T = \text{const} \quad (\text{при } P = \text{const})$$

$$P / T = \text{const} \quad (\text{при } V = \text{const})$$

Объединенный (универсальный) газовый закон

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

Для 1 моля газа постоянная называется универсальной газовой постоянной и обозначается буквой **R**.

Уравнение состояния идеального газа для 1 моля

$$PV_M / T = R \quad \text{или} \quad PV_M = RT$$

где

$$R = (10^5 \cdot 22,4 \cdot 10^3) / 273 = 8,31 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{°K)} = \\ = (1 \text{ атм} \cdot 22,4 \text{ л}) / 273 \text{°K} = 0,0821 \text{ (л} \cdot \text{атм)/(моль} \cdot \text{°K)}$$

Если объем газа задан при других условиях, то его следует привести к н.у. по выражению

$$PV/T = p^0 V^0 / T^0 \quad V^0 = (PV T^0) / (T P^0)$$

Это есть уравнение **Клапейрона**

Уравнение Клапейрона-Менделеева

Для произвольного количества газа ν правую часть уравнения состояния идеального газа надо умножить на ν :

$$PV = \nu RT$$

Подставляя $\nu = (m/M_r)$, получаем

$$pV = (m/M_r)RT$$

Определение молекулярной массы газа или пара

1. По измерениям массы (m) и объема (V) газа при определенных температуре (T) и давлении (P)

Расчет молекулярной массы (M_r):

а) По уравнению Клапейрона-Менделеева

$$M_r = mRT/(PV)$$

б) $m \Rightarrow V(p, T)$

Приводим объем газа (V) к нормальным условиям (V°), составляем пропорцию

$$\begin{array}{l} m \quad \text{—} \quad V^\circ \\ M_r \text{—} 22,4 \text{ л,} \end{array}$$

$$M_r = m \cdot 22,4 / V^\circ = \rho \cdot 22,4$$

Определение молекулярной массы газа или пара

2. По относительной плотности

Относительная плотность первого газа по второму

$$D_{1-2} = m_1 / m_2$$

При $P, V, T = \text{const}$

$$D_{1-2} = m_1 / m_2 = M_{r1} / M_{r2}$$

$$D_{\text{х-изв}} = M_{\text{г х}} / M_{\text{г изв}} \rightarrow M_{\text{г х}} = D_{\text{х-изв}} \cdot M_{\text{г изв}}$$

Молекулярная масса неизвестного газа равна его плотности по отношению к известному газу, умноженной на молекулярную массу известного газа.

Обычно плотность неизвестного газа определяют по водороду или по воздуху

$$M_{\text{х/Н2}} = 2 \cdot D_{\text{х-Н2}}$$

$$M_{\text{х/возд}} = 29 \cdot D_{\text{х-возд}}$$

5. Закон парциальных давлений (закон Дальтона).

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_i,$$

где $P_1, P_2, \dots, P_i$ - парциальные давления газов.