

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

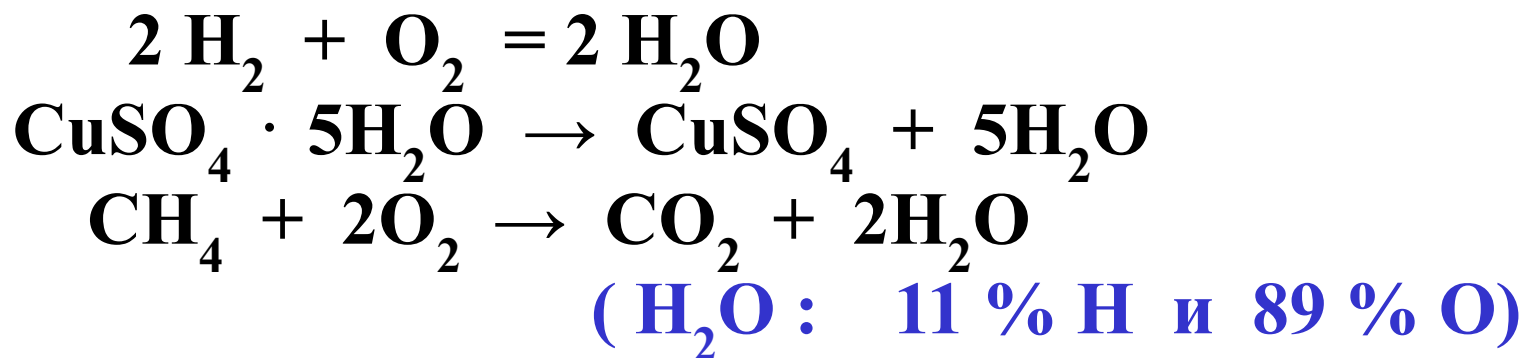
(открыт французским химиком Прустом в 1799 г.)

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



Эквивалент кислоты равен относительной молекулярной массе, деленной на основность кислоты



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

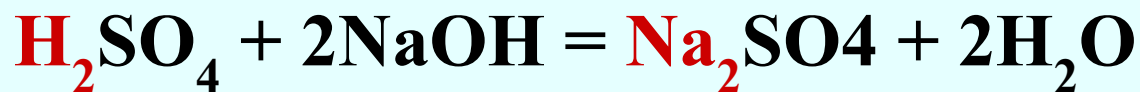
$$n = m / \mathcal{E} \text{ - число г-ЭКВ.}$$

m – масса вещества,

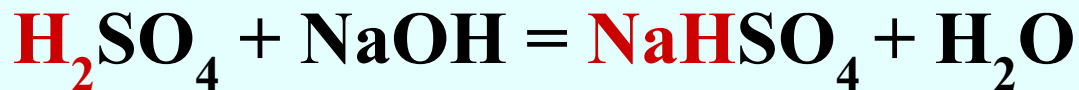
\mathcal{E} – эквивалент вещества

В химических реакциях

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

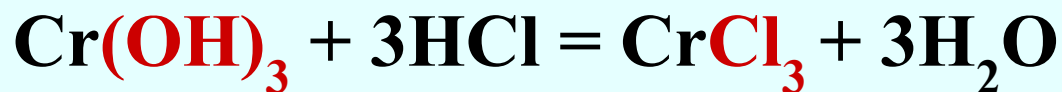


$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M_r(H_2SO_4)}{2}$$

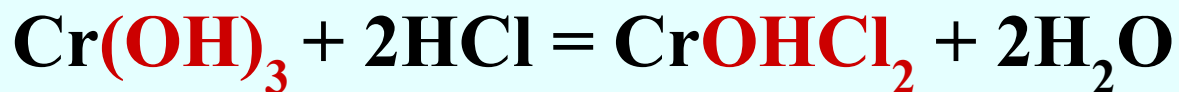


$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M_r(H_2SO_4)}{1}$$

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

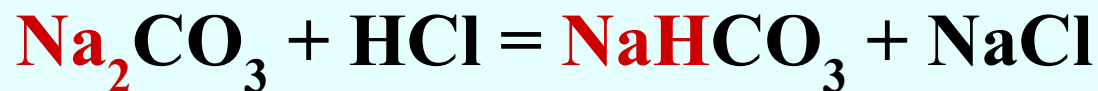


$$\mathcal{E}_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = \frac{M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3)}{3}$$

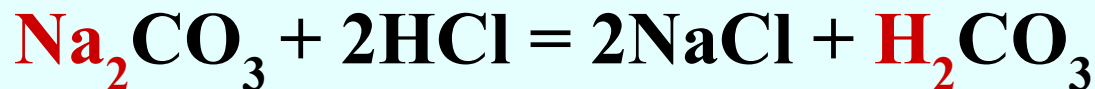


$$\mathcal{E}_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = \frac{M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3)}{2}$$

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



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

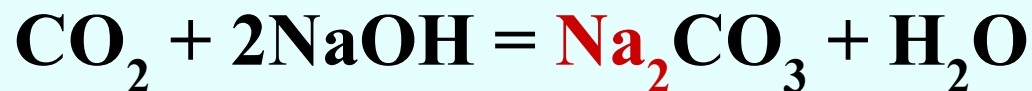


$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{2}$$

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.):

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

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

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

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.:

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

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

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

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

$$\mathcal{E}_V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/г-ЭКВ}$$

$$\mathcal{E}_V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л/г-ЭКВ}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Определение молекулярной массы газа или пара

2. По относительной плотности

Относительная плотность первого газа по второму

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

При $P, V, T = \text{const}$

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

$$D_{\text{X-ИЗВ}} = M_{\text{r X}} / M_{\text{r ИЗВ}} \rightarrow M_{\text{r X}} = D_{\text{X-ИЗВ}} \cdot M_{\text{r ИЗВ}}$$

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

$$M_{\text{X/H}_2} = 2 \cdot D_{\text{X-H}_2}$$

$$M_{\text{X/ВОЗД}} = 29 \cdot D_{\text{X-ВОЗД}}$$

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.