

ЛЕКЦИЯ

«Физические величины, характеризующие вещество. Законы химии»

План:

1. Физические величины, характеризующие вещество.
2. Основные законы химии:
 - закон сохранения массы вещества
 - закон сохранения энергии
 - закон постоянства свойства
 - закон Авогадро
 - закон эквивалентов

1. Физические величины, характеризующие вещество

• Размеры атомов

Атомы различных элементов имеют разные размеры и разные массы. Массы атомов очень малы, но современные методы исследования позволяют определять их с большой точностью.

Так:

$$\begin{aligned}m_{\text{ат.}}(\text{H}) &= 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \\m_{\text{ат.}}(\text{O}) &= 2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \\m_{\text{ат.}}(\text{C}) &= 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}\end{aligned}$$

Массы атомов, которые выражены в обычных единицах массы (кг или г), называют – **абсолютными атомными массами (m_a)**.

Использовать такие малые величины неудобно. Поэтому в химии обычно используются **относительные атомные массы**.

За единицу атомных масс принимается $1/12$ часть абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C .

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

• **Относительная атомная масса элемента A_r** – это величина, равная отношению массы атома элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C (величина *безразмерная*). Значения A_r элементов приводятся в периодической системе элементов Д. И. Менделеева

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1/12 m_a(^{12}\text{C})} \quad A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{1/12 m_a(^{12}\text{C})} = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}} \approx 1,008$$

• **Относительная молекулярная масса M_r** – это отношение массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома ^{12}C (величина *безразмерная*)

$$M_r(\text{в} - \text{ва}) = \frac{m_{\text{м-ды}}(\text{в} - \text{ва})}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$$

– равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы с учетом количества атомов каждого элемента.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

• В международной системе единиц за единицу измерения количества вещества принят **моль** – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и т. д.), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Определим число атомов ^{12}C в 12 г:

$$\frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = N_A$$

N_A – число Авогадро $\Rightarrow$ 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц
 N_A -показывает число структурных единиц в моле любого вещества.

• **Количество вещества** ν (ню) – т. е. число молей, равно отношению данного числа частиц (атомов, молекул, ионов) N к N_A

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

Задача: Определить, сколько молей составляет $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 .

$$\begin{aligned} 1) \quad & 1 \text{ моль } \text{CO}_2 - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул } \text{CO}_2 \\ & x \text{ моль } \text{CO}_2 - 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул } \text{CO}_2 \end{aligned}$$

$$x = \frac{1 \cdot 12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 2$$

или:

$$2) \quad \nu = \frac{N}{N_A}; \quad \nu = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 2 \text{ моль}$$

Ответ: 2 моль.

• **Молярная масса** $M(\frac{\text{г}}{\text{моль}})$ – масса 1 моля вещества, численно равна относительной атомной массе элемента (если вещество состоит из атомов) или относительной молекулярной массе вещества (если вещество простое или сложное).

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

M – величина, связывающая массу и количество вещества

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad \nu = \frac{m}{M}; \quad m = \nu \cdot M$$

Задача: Какое количество вещества и сколько атомов содержится в 14 г железа?

Дано:

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{Fe}) = 14 \text{ г} \\ \hline \nu(\text{Fe}), N(\text{Fe}) - ? \end{array}$$

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

$$M(\text{Fe}) = Ar(\text{Fe}) = 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{14 \text{ г}}{56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,25 \text{ моль}$$

$$N = \nu \cdot N_A; \quad N(\text{Fe}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

Ответ: 14 г железа содержит 0,25 моль железа и $1,5 \cdot 10^{23}$ атомов железа.

• **Молярный объем газа** $V_m (\frac{\text{л}}{\text{моль}})$ – это объем 1 моля газа при данных условиях (T, P).

При нормальных условиях 1 моль газа занимает объем, равный 22,4 л.

• **Молярный объем** любого газа при н.у. равен **22,4** $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} (\text{н.у.})$$

Нормальные условия: $T = 0^\circ\text{C}$ или 273 K

$$P = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм.рт.ст.} = 101,3 \text{ кПа}$$

– зная молярный объем газа (V_m), можно рассчитать объем (V) любого количества (ν) и любой массы (m) газа:

$$V = \nu \cdot V_m; V = \frac{m}{M} \cdot V_m$$

Задача: Вычислить массу 56 л водорода (н.у.).

Дано:

$$V(\text{H}_2) = 56 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2) - ?$$

Решение:

$$\nu = \frac{m}{M} \cdot V_m; V \cdot M = m \cdot V_m; \Rightarrow m = \frac{V \cdot M}{V_m}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{56 \text{ л} \cdot 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 5 \text{ г}$$

Ответ: 5 г.

• Относительная плотность по газу

$$D = \frac{M_{\text{газ1}}}{M_{\text{газ2}}} - \text{относительная плотность одного газа по другому газу}$$

равна отношению их молярных масс.

– величина безразмерная, показывает во сколько раз один газ тяжелее другого.

Часто плотности различных газов определяют по отношению к водороду (самый легкий из газов) и по отношению к воздуху:

– относительная плотность любого газа по водороду:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_{\text{газ}}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{газ}}}{2}; M_{\text{газ}} = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$$

– относительная плотность по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_{\text{газ}}}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_{\text{газ}}}{29}; M_{\text{газ}} = 29 \cdot D_{\text{возд}}$$

Задача: Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определить молярную массу этилена.

Дано:

$$D_{\text{O}_2} = 0,875$$

$$M(\text{этилена}) - ?$$

Решение:

$$D_{\text{O}_2} = \frac{M(\text{этилена})}{M_{\text{O}_2}}; M(\text{этилена}) = D_{\text{O}_2} \cdot M(\text{O}_2)$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}};$$

$$M(\text{этилена}) = 0,875 \cdot 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Ответ: $28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

• Массовая доля элемента в соединении

$$\omega(\%) = \frac{Ar(\text{элемента}) \cdot n(\text{эл} - \text{та})}{Mr(\text{в} - \text{ва})} \cdot 100\%$$

Задача: Рассчитать массовую долю (%) алюминия в оксиде алюминия.

Al_2O_3 – оксид алюминия

$$\omega(\text{Al}) = \frac{Ar(\text{Al}) \cdot n}{Mr(\text{Al}_2\text{O}_3)} \cdot 100\%$$

$$Ar(\text{Al}) = 27; n = 2; Mr(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102$$

$$\omega(\text{Al}) = \frac{27 \cdot 2}{102} \cdot 100\% = 52,9\%$$

Ответ: $\omega(\text{Al}) = 52,9\%$

• Основное уравнение газового состояния

В расчетах, связанных с газами, часто приходится переходить от данных условий к нормальным или наоборот. При этом пользуются уравнением объединенного закона (Клайперон):

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

P, V, T – при данных условиях

P_0, V_0, T_0 – при нормальных условиях

• Уравнение Клайперона-Менделеева

Для 1 моля газообразного вещества $\frac{P_0 V_0}{T_0}$ – величина постоянная = R – универсальная газовая постоянная

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \quad (\text{если } P \text{ в Па, а } V \text{ в м}^3)$$

$$R = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} (P(\text{атм}), V(\text{л}))$$

Уравнение Клайперона будет иметь вид $\frac{P \cdot V}{T} = R$; $PV = RT$ для 1 моля газа

Менделеев предложил уравнение для ν молей газа

$$PV = \nu RT; \nu = \frac{m}{M}; PV = \frac{m}{M} RT \text{ – уравнение Клайперона-Менделеева}$$

Задача: Определить массу 1 м³ азота при температуре 20°C и давлении 3 атм.

Дано:

Решение:

$$\nu(\text{N}_2) = 1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$$

$$T = 20^\circ \text{C}$$

$$P = 3 \text{ атм}$$

$$m(\text{N}_2) - ?$$

$$PV = \frac{m}{M} RT; \quad PV \cdot M = mRT \quad m = \frac{P \cdot V \cdot M}{RT}$$

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/моль} \cdot \text{К}$$

$$T = 20^\circ + 273 = 293 \text{ К}$$

$$m(\text{N}_2) = \frac{3 \text{ атм} \cdot 1000 \text{ л} \cdot 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}} = 3496,2 \text{ г} \approx 3,5 \text{ кг}$$

Ответ: $m(\text{N}_2) \approx 3,5 \text{ кг}$.

• Химические элементы взаимодействуют друг с другом в строго определенных количествах отношениях.

Химический эквивалент – это реальная или условная частица, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует 1 катиону водорода, а в ОВР 1 принятому или отданному e .

1. *Эквивалентная масса элемента* – это масса одного эквивалента элемента.

$$Э_{эл-та} = \frac{Ar(эл-та)}{B(валентность)} \quad Э_{Al} = \frac{27}{3} = 9 \quad Э_{Na} = \frac{23}{1} = 9$$

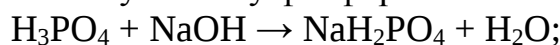
2. *Эквивалентная масса кислоты:*

$$M_{Э(к-ты)} = \frac{M(к-ты)}{основность к-ты}; \quad M_{Э}(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

если по реакции:

$$M_{Э(к-ты)} = \frac{M_{к-ты}}{\text{число } H^+ \text{ замещ. металлом}}$$

Задача: Определить эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции:



$$M_{Э}(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}$$

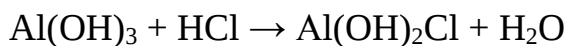
3. *Эквивалентная масса основания:*

$$M_{Э(осн-я)} = \frac{M_{осн-я}}{\text{кислотность осн-я}}$$

$$Ca(OH)_2 \quad M_{Э} = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}$$

если по реакции:

$$M_{Э} = \frac{M_{осн-я}}{\text{число } OH^-, \text{ замещенных кислотными остатками}}$$



$$M_{Э}(Al(OH)_3) = \frac{M(Al(OH)_3)}{n} = \frac{78}{1} = 78 \text{ г/моль}$$

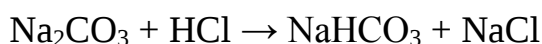
4. *Эквивалентная масса соли:*

$$M_{Э}(соли) = \frac{M_{соли}}{\text{число атомов } Me \cdot \text{валентность } Me}$$

$$M_{Э}(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M_{соли}}{6}$$

если по реакции:

$$M_{Э}(соли) = \frac{M_{соли}}{\text{число экв-в в-ва, вступив-го в р-ю с молекулой этой соли}}$$



$$M_{Э}(Na_2CO_3) = \frac{M(Na_2CO_3)}{1} = \frac{106}{1} = 106 \text{ г/моль}$$

5. *Эквивалентная масса оксида:*

$$\text{если по реакции } M_{Э}(\text{оксида}) = \frac{M_{оксида}}{\text{число экв-в в-ва вступившего с ним в р-ю}}$$

$$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}; M_{\text{э}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{2} = \frac{44}{2} = 22 \text{ г/моль}$$

6. Эквивалентная масса окислителя:

$$M_{\text{э}}(\text{ок-ля}) = \frac{M_{(\text{ок-ля})}}{\text{число принятых } e}$$

7. Эквивалентная масса восстановителя:

$$M_{\text{э}}(\text{в-ва}) = \frac{M(\text{восстановитель})}{\text{Число отданных } e}$$

3. Основные законы химии

• **Закон сохранения массы веществ** – масса веществ вступивших в реакцию равна массе веществ образовавшихся в результате реакции.

На основании этого закона при написании уравнений химической реакции с помощью коэффициентов перед молекулярными формулами необходимо слева и справа уравнивать число атомов каждого элемента.

Пример: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Слева: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода.

Справа: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода.

В 1748г. М.В.Ломоносов и в 1789г. А.Лавуазье независимо друг от друга открыли закон.

– закон не является абсолютным, что подтверждается уравнением Эйнштейна: $E = mc^2$ (с – V света в вакууме)

– из уравнения следует, что если реакция идет с выделением энергии (тепла), то масса после реакции будет меньше, а если с поглощением энергии, то больше. Но разница очень мала и при расчетах не учитывается.

• **Закон сохранения энергии (М.В. Ломоносов)** – энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, она переходит из одного вида в другой в строго эквивалентных количествах.

• **Закон постоянства состава (Ж.Пруст 1808г.)** – всякое чистое вещество независимо от способа получения имеет постоянный количественный и качественный состав: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Следствие: все вещества реагируют между собой в строго определенных количественных соотношениях.

– закон справедлив только для веществ с молекулярной структурой постоянного свойства (*дальтонида*);

– состав соединений с немолекулярной структурой зависит от условий получения (*бертоллида*) (TiO ; $\text{TiO}_{0,7}$ – $\text{TiO}_{1,3}$).

• **Закон Авогадро** – в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (Т, Р) содержится одинаковое число молекул

Следствие:

1. 1 моль любого газа при н.у. занимает $V = 22,4 \text{ л}$

2. В 22,4 л любого газа при н.у. содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул

• **Закон эквивалентов** – все вещества реагируют между собой в строго определенных количествах, пропорциональных их эквивалентам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2} \quad \frac{M_{\mathcal{E}_1}}{M_{\mathcal{E}_2}} = \frac{V_{m_{\mathcal{E}_1}}}{V_{m_{\mathcal{E}_2}}} \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\mathcal{E}_1}}{M_{\mathcal{E}_2}}$$