

Понятия и законы ХИМИИ

Платова Татьяна Евгеньевна

Абсолютная атомная или молекулярная масса — истинная масса атомов и молекул, выраженная в г или кг.

$$m_a(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг},$$

$$m_a(\text{O}) = 2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг},$$

$$m_a(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \dots$$

$$M_a(\text{H}_2\text{O}) = 2m_a(\text{H}) + m_a(\text{O})$$

$$M_a(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,1674 \cdot 10^{-26} + 2,667 \cdot 10^{-26} = 3,002 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

Относительная атомная или молекулярная масса — отношение массы атома или молекулы вещества к 1/12 массы атома ^{12}C .

1/12 часть массы атома ^{12}C названа атомной единицей массы (**а.е.м.**) и имеет числовое значение

$$\text{а.е.м.} = m_a(\text{C})/12 = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г} / 12 = \mathbf{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}}$$

или $\mathbf{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$

Относительная атомная или молекулярная масса показывает во сколько раз атом элемента или молекула тяжелее атомной единицы массы.

$$A_r = m_a / \text{а.е.м.};$$
$$M_r = M_a / \text{а.е.м.}$$

Относительные атомные массы элементов выставлены в таблице Д.И.Менделеева, они не имеют размерности.

Используя таблицу Д.И. Менделеева можно легко найти относительные атомные массы элементов, относительные молекулярные массы, а также абсолютные атомные и молекулярные массы.

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

$$M_a(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot \text{а.е.м.} = 18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

Закон сохранения массы веществ.

(М.В.Ломоносов 1748г., А.Л.Лавуазье 1774г.)

Массы веществ, вступающих в реакцию, равны массам веществ, образующихся в результате реакции.

Данный закон является основой составления уравнений химических реакций. Уравнение химической реакции:



где a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты.

исходные = продукты
вещества реакции

m – масса вещества.

$$m(C) + m(D) + \dots = m(A) + m(B) + \dots$$

На основании закона сохранения масс веществ уравнивают химические реакции, выставляя стехиометрические коэффициенты (число элементов исходных веществ должно быть равно числу элементов продуктов реакции).

Следствием из закона является:

массы веществ относятся друг к другу, как их молекулярные массы с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$m(C) : m(D) = cM_r(C) : dM_r(D)$$

или $m(C) : m(A) = cM_r(C) : aM_r(A)$,

это позволяет проводить расчеты по уравнениям реакций.

Закон постоянства состава.

(Ж.Л. Пруст, 1808г.)

Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Из закона следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных весовых соотношениях.

На основе этого закона составляются формулы соединений и проводятся расчеты, связанные с составом соединений.

CO_2 — оксид углерода (IV), $m(\text{C}) : m(\text{O}) = 1 : 2 = 12 : 2 \cdot 16$

массовая доля С всегда составляет 27,27% а

Количество вещества.

Моль (n или ν) – количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и других частиц), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа ^{12}C .

Размерность количества вещества – **[моль]**.

В углероде массой 0,012 кг содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов.

Это число называется **постоянной Авогадро** ($N_A = 0,012 \text{ кг/моль} / 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$).

Следовательно, один моль любого вещества, независимо от агрегатного состояния, содержит число структурных единиц, равное

Молярная масса вещества (M) — масса вещества количеством 1 моль.

Она численно равна относительной молекулярной массе и может находиться с использованием таблицы Д.И.Менделеева, но в отличие от относительной молекулярной массы имеет размерность.

Например, $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$ а.е.м.; $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$ г/моль.

$$n = m / M$$

1 моль — N_A — M

1 моль H_3PO_4 — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул — 98г

1 моль N_2 — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул — 28г.

1 моль H_2O — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул — 18г

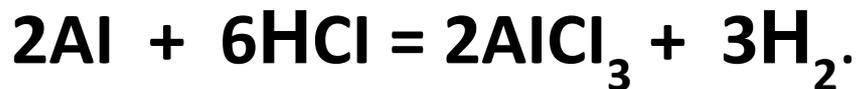
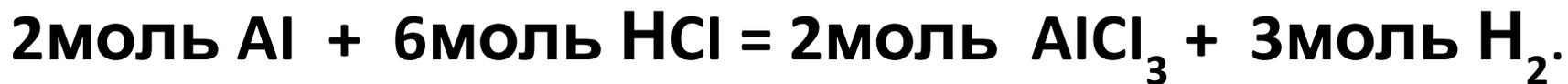
Используя эту пропорцию можно рассчитать вес одной молекулы, т.е. абсолютную массу молекулы.

$$M_a(\text{вещества}) = M / N_A$$

$$M_a(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,628 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

$$M_a(\text{H}_2\text{O}) = 18 / 6,02 \cdot 10^{23} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

При написании уравнений реакций стехиометрические коэффициенты рассматривают как мольные соотношения веществ.



Газовые законы.

При работе с газообразными веществами их заключают в определенный объем (V), который зависит от температуры (T) и давления (P).

При изменении температуры или давления объем газообразного вещества также изменяется.

Изотермический закон (Р. Бойля — Э.Мариотта, 1662г.)

При постоянной температуре ($T = \text{const}$)

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Изобарный закон (Ж. Шарли и Ж. Гей —Люссака, 1802г.)

При постоянном давлении ($P = \text{const}$)

$$V_1 / V^0 = T_1 / T^0$$

Закон объемных отношений (Ж. Гей –Люссака, 1808г.)

Объемы вступивших в реакцию газов при одинаковых условиях (P и T) относятся друг к другу как простые целые числа.



Закон А. Авогадро, 1811г.

Изучая свойства газов, анализируя предшествующие законы, Авогадро сделал ряд очень важных выводов:

- В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (P и T) содержится одинаковое число молекул, **1 моль** содержит $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/ моль.
- 1 моль любого газа при нормальных условиях, н.у. (**$P^\circ = 760$ мм ртут. столба или $101,325$ кПа, $T^\circ = 273$**

— В равных объемах различных газов ($V_1 = V_2$) при одинаковых условиях ($P = \text{const}$, $T = \text{const}$) массы газов относятся друг к другу как их молярные массы.

Это отношение называется **относительной плотностью одного газа к другому** и показывает во сколько раз один газ легче или тяжелее другого.

$$D_{1/2} = m_1 / m_2 = M_1 / M_2$$

Относительная плотность кислорода по водороду и по воздуху соответственно равны:

$$D_{\text{по водороду}} = M(\text{O}_2) / M(\text{H}_2) = 32 / 2 = 16,$$

$$D_{\text{по воздуху}} = M(\text{O}_2) / M(\text{воздуха}) = 32 / 29 = 1,1.$$

Определить неизвестный газ, если его относительная плотность по водороду равна 14.

$$M(X) = D_{\text{по водороду}} \cdot M(\text{H}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль, это } \text{N}_2.$$

Закон газового состояния или объединенный газовый закон.

Данный закон позволяет переводить объем при заданных условиях V (T и P) к объему при нормальных условиях V° (T° и P°) и наоборот.

$$PV / T = P^\circ V^\circ / T^\circ$$

Нормальные условия.

**$T^\circ = 273\text{K}$; $P^\circ = 760\text{мм.рт.ст.} = 1\text{атм} = 101,325$
кПа.**

Закон Менделеева – Клапейрона, 1874г.

Данный закон считается универсальным, так как позволяет определить для газа любую основную характеристику (n, m, N, V°) при выбранных условиях.

$$P V = nRT$$

Количество вещества (моль) можно определить

$$n = m / M \quad n = N / N_A \quad n = V^{\circ} / V_m^{\circ}$$

R – универсальная газовая постоянная, принимающая значения в зависимости от размерности вводимых единиц:

8,31 Дж / (моль · К) 0,082 атм · л / (моль · К)

Пример: Газообразный хлороводород HCl имеет массу равную 2 граммам.

Определить: V^0 , n , N , $V(t = 27^\circ\text{C}$ и $P = 100\text{кПа}$), M_a .

Решение: По таблице Д.И.Менделеева определим

$$M_r(\text{HCl}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) = 1 + 35,5 = 36,5.$$

Следовательно $M(\text{HCl}) = 36,5\text{г/моль}$.

$$n = m / M = 2/36,5 = \mathbf{0,055\text{моль}}.$$

$$V^0 = n \cdot V_m^0 = 0,055 \cdot 22,4 = \mathbf{1,23\text{л}}.$$

$$N = n \cdot N_A = 0,055 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,33 \cdot 10^{23} \\ = \mathbf{3,3 \cdot 10^{22}\text{молекул}}.$$

$$M_a(\text{HCl}) = M / N_A = 36,5 / 6,02 \cdot 10^{23} = \mathbf{6,06 \cdot 10^{-23}\text{ г}}.$$

$$M_a(\text{HCl}) = M_r(\text{HCl}) \cdot \text{а.е.м.} = 36,5 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}\text{ г} = \\ 60,59 \cdot 10^{-24} = \mathbf{6,06 \cdot 10^{-23}\text{ г}}.$$

$$P V = nRT, \quad T = t + T^0 = 27 + 273 = \mathbf{300\text{К}}.$$

$$V = nRT / P = 0,055 \cdot 8,31 \cdot 300 / 100 = \mathbf{1,37\text{л}}.$$

Молярные массы эквивалентов. Закон эквивалентов.

Для количественных расчетов реагентов по уравнениям реакций можно избежать громоздких вычислений, если использовать такую характеристику веществ, как молярную массу эквивалентов.

За единицу эквивалента приняты: 1 моль атомарного водорода весом в 1г или 0,5 моль атомарного кислорода весом 8 г.

Тогда эквивалент элемента или вещества определяется его массой, которая замещается или соединяется либо с 1 моль атомарного водорода (1г), либо с 0,5 моль атомарного кислорода (8г).

Масса одного эквивалента элемента называется его молярной массой эквивалента - $M_{(1/z)}$ г/моль-экв. Молярная масса эквивалента воды H_2O всегда равна 9г/моль-экв.

$$M_{(1/z)} = M \cdot f$$

f – фактор эквивалентности – число, показывающее какая доля частицы вещества (Z) эквивалентна одной образовавшейся химической связи в соединении, одному иону водорода или гидроксила в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

$$f = 1 / Z$$

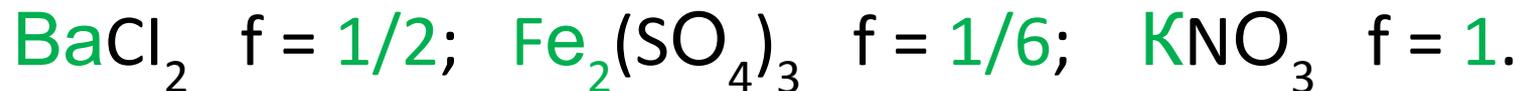
Для кислот Z – число замещаемых катионов водорода:



Для оснований Z – число замещаемых гидроксильных групп:



Для солей Z – произведение числа абсолютных значений степени окисления катиона (или аниона) на число катионов (или анионов) входящих в состав соли:



Для окислительно-восстановительных реакций Z – число перенесенных электронов в полуреакции:





Молекула H_2SO_4 (S^{+6}), превращаясь в сероводород H_2S (S^{-2}), присоединяет $8\bar{e}$, т.е. $f = 1/8$, а образуя сульфат цинка $ZnSO_4$, молекула серной кислоты **замещает два иона водорода**, т.е. $f = 1/2$.

Общий фактор эквивалентности серной кислоты $f = 1/8 + 1/2 = 5/8$, что находит отражение в стехиометрических коэффициентах уравнения:
 $4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + 1H_2S + 4H_2O$.

Молярная масса эквивалента серной кислоты в данной реакции составляет

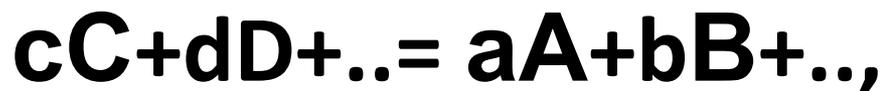
$$M_{(1/z)}(H_2SO_4) = M(H_2SO_4) \cdot f = 98 \cdot 5/8 = 61,25 \text{ г/моль-ЭКВ.}$$

Стехиометрические коэффициенты (мольные соотношения) в уравнениях реакций находят отражение в факторах эквивалентности, следовательно, и в эквивалентах веществ.

Закон эквивалентов.

Массы реагирующих веществ относятся между собой как их молярные массы эквивалентов.

По уравнению химической реакции



$$\begin{aligned} & m(\mathbf{C}) : m(\mathbf{D}) : m(\mathbf{A}) : m(\mathbf{B}) : \dots = \\ & = M_{(1/z)}(\mathbf{C}) : M_{(1/z)}(\mathbf{D}) : M_{(1/z)}(\mathbf{A}) : M_{(1/z)}(\mathbf{B}) : \dots \quad \text{или} \end{aligned}$$

$$\mathbf{m(\mathbf{C}) : M_{(1/z)}(\mathbf{C}) = m(\mathbf{A}) : M_{(1/z)}(\mathbf{A}).}$$

На основании закона эквивалентов можно проводить количественные расчеты реагентов, не составляя уравнения процессов, а ограничиваясь схемой.

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то вместо их масс в закон эквивалентов можно вводить объемы V° и $V^{\circ}_{(1/z)} = V^{\circ}_m \cdot f$.

Молярный объем эквивалента водорода (H_2 , $f = 1/2$) при нормальных условиях равен **11,2 л/моль-экв**, а кислорода (O_2 , $f = 1/4$) при нормальных условиях равен **5,6л/моль-экв**.

Пример:

Определить **массу уксусной кислоты** (CH_3COOH), необходимой для взаимодействия с 5,3 г карбонатом натрия (Na_2CO_3).

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) : M_{(1/z)}(\text{CH}_3\text{COOH}) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3) : M_{(1/z)}(\text{Na}_2\text{CO}_3).$$

$$M_{(1/z)} = M \cdot f;$$

$$M_{(1/z)}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \cdot 1 = 60 \text{ г/моль-экв.}$$

$$M_{(1/z)}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \cdot 1/2 = 53 \text{ г/моль-экв.}$$

$$\begin{aligned} m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_{(1/z)}(\text{CH}_3\text{COOH}) / M_{(1/z)}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 5,3 \cdot 60 / 53 = 6 \text{ г.} \end{aligned}$$