

Лекция №1

Основные понятия и законы химии

Вещество – одна из двух (вещество и поле) форм существования материи, проявляющая себя в виде частиц, имеющих собственную ненулевую массу покоя.

Атом – наименьшая, неделимая при химических реакциях часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Атом – электрически нейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Ядро – центральная часть атома, состоящая из *нуклонов: протонов и нейтронов*. Протоны и нейтроны имеют приблизительно одинаковые массы, но отличаются зарядом. Нейтрон – электрически нейтральная частица (n^0), а протон несет положительный заряд (p^+), по абсолютной величине точно равный заряду электрона (e^-) – элементарному (наименьшему возможному) электрическому заряду. В ядре сосредоточена основная часть (>99,95%) массы атома.

Массовое число – целое число, равное общему числу нуклонов в ядре атома. Массовое число приблизительно равно массе атома, выраженной в а.е.м. (см. ниже).

Порядковый (атомный) номер Z – число протонов в ядре атома. Совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе элементов Д.И. Менделеева и определяет заряд ядра атома, а также число электронов, окружающих ядро нейтрального атома.

Химический элемент – совокупность атомов, имеющих одинаковый заряд ядра. Ядра атомов данного химического элемента имеют один и тот же атомный номер и содержат одинаковое число протонов (но не обязательно нейтронов).

Изотоп – разновидность атомов одного и того же элемента, ядра которых содержат одинаковое число не только протонов, но и нейтронов. Разные изотопы данного элемента содержат в ядрах разные количества нейтронов. Для обозначения изотопов у символа элемента слева внизу указывается порядковый номер элемента, а справа сверху – массовое число. Например: ${}_{26}\text{Fe}^{54}$, ${}_{1}\text{H}^1$.

Атомная единица массы (а.е.м.) – 1/12 часть массы атома изотопа углерода-12 (C^{12}), т.е. атома углерода, ядро которого содержит $6p^+$ и $6n^0$ (12 нуклонов). 1 а.е.м. = 1/12 $m_a(\text{C}^{12}) = 1,66 \cdot 10^{-24}$ г = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. А.е.м. приближенно равна массе наиболее легкого атома – атома водорода или массе одного нуклона (точные значения масс протона и нейтрона несколько различаются между собой).

Относительная атомная масса A_r – безразмерная величина, равная отношению массы атома (m_a) к а.е.м.:

$$A_r = \frac{m_a}{1/12 \cdot m_a(\text{C}^{12})} \text{ (а.е.м.)}$$

Большинство химических элементов имеет по несколько изотопов. Потому экспериментально найденная атомная масса химического элемента равна среднему значению из масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его основными свойствами и состоящая из атомов, соединенных между собой химическими связями. Число атомов в молекуле может составлять от двух (H_2 , NaCl и др.) до многих тысяч (витамины, белки и т.д.).

Если молекула состоит из большого числа повторяющихся структурных единиц, то ее называют макромолекулой.

Относительная молекулярная масса M_r – безразмерная величина, равная отношению массы молекулы m_{μ} к а.е.м.:

$$M_r = \frac{m_{\mu}}{1/12 \cdot m_a(\text{C}^{12})} \text{ (а.е.м.)}$$

Если известен состав молекулы, то величину M_r можно найти как сумму относительных атомных масс A_r элементов с учетом формульных индексов, т.е. числа данных атомов в молекуле.

Условная частица (УЧ) – любой вид реальных частиц (атом, молекула, ион, радикал, электрон, мезон и др.) и условно рассматриваемые доли таких частиц ($1/2 \text{ Ba}^{2+}$, $1/3 \text{ H}_3\text{PO}_4$ и т.д.). Условные частицы приходится вводить для единообразного рассмотрения наряду с реальными частицами таких условных их долей как эквивалент.

Простое вещество – вещество, образованное атомами одного и того же элемента. Поэтому простое вещество можно рассматривать как форму существования химических элементов в свободном состоянии, один химический элемент может существовать в виде нескольких Простых веществ, отличающихся либо составом молекул (кислород O_2 и озон O_3), либо агрегатным состоянием или типом кристаллической решетки (углерод в виде графита и в виде алмаза).

Сложное вещество – вещество, состоящее из нескольких (по крайней мере из двух) элементов.

Моль – единица количества вещества. Моль содержит столько условных частиц (УЧ), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода C^{12} , т.е. $6,02 \cdot 10^{23}$ (постоянная Авогадро N_A) частиц. Пример выражения количества вещества $n(x)$: $n(\text{HCl}) = 2,5$ моль. Производные единицы: ммоль (миллимоль, 10^{-3} моль), мкмоль (микромоль, 10^{-6} моль), кмоль (киломоль, 10^3 моль) и т.д.

Постоянная Авогадро N_A – число УЧ в одном моле вещества, т.е. отношение числа частиц N в системе к количеству вещества $n(x)$:

$$N_A = \frac{N}{n(x)}, \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Молярная масса $M(x)$ – масса одного моля вещества x . Величина $M(x)$ равна отношению массы m веществе x к количеству вещества $n(x)$: $M(x) = \frac{m}{n(x)}$. Единицы

измерения $M(x)$: г/моль или кг/моль (системная единица СИ, но употребляется реже, чем г/моль). Численное значение молярной массы в г/моль равно относительной молекулярной массе M_r (для простого вещества – относительной атомной массе A_r). Например: $A_r(\text{Na}) = 23$ а.е.м. и $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ а.е.м., а $M(\text{Na}) = 23$ г/моль и $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Моль – удобная единица количества вещества по следующим причинам: а) один моль всегда содержит одно и то же количество N_A структурных элементов (реальных или условных частиц) вещества; б) масса одного моля в граммах численно совпадает с относительной молекулярной (атомной) массой. В молях может быть выражено количество вещества, состоящего из любого вида частиц: атомов, молекул, ионов, электронов, мезонов и т.д.

Молярный объем V_m – объем одного моля вещества. Величина V_m равна отношению объема вещества V к количеству вещества $n(x)$ в этом объеме:

$$V_m = \frac{V}{n(x)}$$

Единицы измерения: л/моль или $\text{м}^3/\text{моль}$.

Массу атола $m_a(x)$ (в г или кг) можно рассчитать как отношение молярной массы элемента (в г/моль или кг/моль соответственно) к постоянной Авогадро:

$$m_a(x) = \frac{M(x)}{N_A}$$

Например, $m_a(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{N_A} = \frac{15,999 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot \text{моль}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,657 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.

Массу атома можно также найти как произведение относительной атомной массы A_r на атомную единицу массы (в кг или г):

$$m_a(\text{O}) = A_r(\text{O}) \cdot \frac{1 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}} = A_r(\text{O}) \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} = 15,999 \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} = 2,657 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

Массу молекулы $m_\mu(x)$ можно найти как отношение молярной массы вещества к постоянной Авогадро или как произведение относительной молекулярной массы на атомную единицу массы. Например:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{A} = \frac{18,016 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,992 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 2,992 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

или

$$m(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} = 18,016 \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} = 2,992 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

В химии часто используют понятия, характеризующие количество вещества, массу и объем данного компонента по отношению к тем же величинам для других компонентов или всей системы в целом.

Массовая доля ω_A – отношение массы данного компонента A , содержащегося в системе, к общей массе системы:

$$\omega_A = \frac{m(A)}{m}.$$

Она выражается либо в долях единицы ($0 \leq \omega_A \leq 1$), либо в процентах ($0 \leq \omega_A \leq 100\%$). В последнем случае

$$\omega_A = \frac{m(A)}{m} \cdot 100, \%$$

Объемная доля ϕ_A – отношение объема данного компонента A , содержащегося в системе, к общему объему системы:

$$\phi_A = \frac{V(A)}{V} \text{ или } \phi_A = \frac{V(A)}{V} \cdot 100, \%$$

Объемную долю выражают либо в долях единицы ($0 \leq \phi_A \leq 1$), либо в процентах ($0 \leq \phi_A \leq 100\%$).

Молярная доля $N(A)$ – отношение количества вещества данного компонента A (числа молей компонента A) к общему количеству вещества системы (общему числу молей системы):

$$N_A = \frac{n(A)}{n} \text{ или } N_A = \frac{n(A)}{n} \cdot 100, \%$$

Определение основных понятий, относящихся к эквиваленту и закону эквивалентов, приведены в разделе "Эквиваленты простых и сложных веществ".

Основные законы химии: законы сохранения (массы, энергии, заряда), законы постоянства состава, кратных отношений и объемных отношений лежат в основе атомно-молекулярной теории. Они изучаются в школьном курсе химии и здесь не рассматриваются. Остановимся кратко на законах газового состояния, которые часто встречаются при решении задач.

Законы газового состояния

Физическое состояние газа определяется набором трех параметров: объема V , давления P и температуры T ($T = 273 + t$, где T – абсолютная температура, К, а t – температура по Цельсию, °С). Для данного количества газа только два из этих трех параметров являются независимыми.

Нормальные условия состояния газа характеризуются следующими значениями параметров состояния: $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт.ст} = 1 \text{ атм.}; T = 273 \text{ К}$ или 0°С .

Закон Бойля-Мариотта: При постоянной температуре для данной массы газа произведение давления на объем есть величина постоянная, $PV = \text{const}$. Для двух различных состояний данной массы газа при $T = \text{const}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2.$$

Закон Гей-Люссака: При постоянном давлении для данной массы газа частное от деления объема на температуру есть величина постоянная. $V/T = \text{const}$. Для двух различных состояний данной массы газа при $P = \text{const}$

$$\frac{V_1}{P_1} = \frac{V_2}{P_2}$$

Объединенный газовый закон является результатом объединения законов Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

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

Последнее выражение часто используется для приведения состояния газа к нормальным условиям. Если обозначим параметры при нормальных условиях P_0 , V_0 и T_0 , а данные (текущие) значения параметров P , V и T , то:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}.$$

Отсюда можно найти объема V_0 при нормальных условиях.

Идеальные газы – газы, строго подчиняющиеся перечисленным газовым законам. Это требование выполняется при отсутствии взаимодействия между частицами газа.

Уравнение состояния идеального газа. Для одного моля вещества постоянная величина (const) в объединенном газовом законе равна универсальной газовой постоянной R ($R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} = -0,083 \text{ л} \cdot \text{атм/моль} \cdot \text{К}$), что позволяет написать:

$$\frac{PV_m}{T} = R \text{ или } PV_m = RT$$

Отсюда молярный объем газа при нормальных условиях:

$$V_{mo} = \frac{RT_0}{P_0} = \frac{0,083 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 273 \text{ К}}{1 \text{ атм}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}.$$

Поскольку в формулу не входит M_r , то найденный молярный объем относится к любому идеальному газу вне зависимости от его состава и молекулярной массы.

Уравнение Менделеева-Клапейрона. Для произвольного числа моль вещества n уравнение состояния идеального газа принимает вид:

$$PV = nRT$$

Имея в виду, что $n = \frac{m}{M}$, получаем

$$PV = \frac{m}{M} RT.$$

С помощью этого уравнения можно находить параметры состояния или молекулярную (молярную) массу газа, не приводя состояние газа к нормальным условиям.

Парциальное давление P_i – часть общего давления газовой смеси, которая приходится на долю данного газа. Оно равно тому давлению, которое имел бы данный газ, занимая весь объем системы.

Закон парциальных давлений Дальтона – общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений отдельных газов, образующих смесь: $P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + \dots = \sum_i P_i$. Парциальное давление газа определяется его объемной или молярной долей в смеси, а именно:

$$P_A = \phi_A \cdot P = N(A) \cdot P$$

Контрольный вопрос. Единицами каких физических величин являются: а) ньютон (Н); б) паскаль (Па); в) джоуль (Дж)? Дайте их определения.

Закон Авогадро – равные объемы газов при одинаковых температуре и давлении содержат одинаковое число частиц. Действительно, из уравнения Менделеева-Клапейрона следует, что $n = \frac{PV}{RT}$. Имея в виду, что $n = \frac{N}{N_A}$, получим: $N = N_A \cdot \frac{PV}{RT}$. Отсюда видно, что если T , P и V не изменяются, то $N = \text{const}$.

Относительная плотность одного газа по другому D_{Γ_1/Γ_2} – отношение масс равных объемов газов, взятых при одинаковых условиях:

$$D_{\Gamma_1/\Gamma_2} = \frac{m_1}{m_2}.$$

Согласно закону Авогадро $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$ (докажите это соотношение алгебраически).

Отсюда следует, что $D_{\Gamma_1/\Gamma_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$. Зная относительную плотность и относительную молекулярную массу одного газа, можно вычислить молекулярную массу другого газа:

$$M_{r1} = D_{\Gamma_1/\Gamma_2} \cdot M_{r2}.$$