

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии.

Химия – это наука, которая сопутствует нам, где бы мы не находились: дома, в офисе, на природе или в городе. Трудно переоценить ее вклад в нашу жизнь, необходимость понимания и знания основных понятий и законов химии.

Итак, какие же основные понятия и законы включает химия? Сначала дадим определение науке: Химия — наука о веществах, закономерностях их превращений (физических и химических свойствах) и применении.

Основные понятия химии

Основными в химии являются такие понятия, как атом, молекула, элемент, вещество, аллотропия и др.

У истока основных понятий химии стоит атомно-молекулярное учение, которое дает определение молекулы и атома:

Молекула

Это наименьшая частица определенного вещества, которая обладает его химическими свойствами. Состав и химическое строение молекулы определяют ее химические свойства. Все вещества состоят из молекул, а молекулы из атомов.

Атом

Это наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ, это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра атома и отрицательно заряженных электронов, вращающихся вокруг ядра.

Молекулы и атомы находятся в постоянном движении.

Химический элемент

В настоящее время известно 118 элементов, 89 из которых найдены в природе, остальные получены искусственно (см. Интересные факты о химических элементах). Что же такое Химический элемент? Это такой вид атомов, который имеет определенный заряд ядра и строение электронных оболочек.

Теперь рассмотрим строение атомного ядра и следующее основное понятие химии.

Атомное ядро

Атомное ядро состоит из протонов (Z) и нейтронов (N), имеет положительный заряд, равный по величине количеству протонов (или электронов в нейтральном

атоме) и совпадает с порядковым номером элемента в периодической таблице. Суммарная масса протонов и нейтронов атомного ядра называется массовым числом $A = Z + N$. Существуют химические элементы (изотопы), имеющие одинаковый заряд ядер, но при этом различные массовые числа, что достигается за счет разного числа нейтронов в ядре.

Вещество

Некая совокупность атомов и молекул, их ассоциатов и агрегатов, которые могут находиться в любом из трех агрегатных состояний, образуют вещество.

Простые вещества состоят из атомов одного вида, а сложные вещества (химические соединения) состоят из атомов разного вида и образуются при химическом взаимодействии атомов разных химических элементов.

Аллотропия

Встречается явление, при котором один химический элемент может образовывать нескольких простых веществ, различных по свойствам и строению. Это явление называется Аллотропией. Аллотропные модификации характерны, например, для кислорода (O_2 и O_3), фосфора (белый, красный, черный фосфор), углерода (алмаз, графит), серы (моноклинная, ромбическая, пластическая), олова (белое, серое, ромбическое олово).

Химическая формула

В 1814 г Й. Берцелиус предложил использовать химическую формулу — запись состава веществ с помощью химических знаков и индексов.

Химическое вещество характеризуется атомной массой, а молекулы — молекулярной массой.

Относительная атомная масса (A_r)

Это отношение средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r)

Это величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, составляющих химическое соединение, с учетом индексов.

Моль вещества (n)

Это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится их в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Это число называется числом Авогадро (N_A)

Молярная масса (M) показывает массу 1 моля вещества и равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества.

$$M = m / n$$

Химический эквивалент

Для более удобного сравнения способности различных элементов к соединению введено понятие химического эквивалента. Это одно из важнейших понятий химии, дадим ему определение:

Химическим эквивалентом вещества (Э) называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Масса 1 эквивалента вещества называется эквивалентной массой ($m_{\text{экв}}$). Масса одного моля эквивалента элемента — это молярная масса эквивалента $M_{\text{Э}}(\text{X})$.

Молярную массу эквивалента химического элемента, простых и сложных веществ ($M_{\text{экв}}(\text{X})$) рассчитывают по формуле:

$$M_{\text{экв}}(\text{x}) = M(\text{X}) / \text{валентность}$$

где $M(\text{X})$ – молярная масса; вал – суммарная валентность.

Например, молярная масса эквивалента алюминия составляет $M_{\text{экв}}(\text{Ca}) = 40/2 = 20$ г/моль.

Молярные массы эквивалента кислорода и водорода постоянны и составляют:

$$M_{\text{экв}}(\text{O}) = 16/2 = 8 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э}}(\text{H}) = 1/1 = 1 \text{ г/моль}.$$

Эквивалентную массу соединения можно определить по его химической формуле, например,

$$M_{\text{экв}}(\text{оксида}) = M(\text{оксида}) / (\text{число атомов кислорода} \cdot 2);$$

$$M_{\text{экв}}(\text{основания}) = M(\text{основания}) / \text{число гидроксильных групп};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{кислоты}) = M(\text{кислоты}) / \text{число протонов};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{соли}) = M(\text{соли}) / (\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}).$$

Пример, определим эквивалент (\mathcal{E}) и эквивалентную массу $M_{\text{экв}}$ (X) фосфора, серы и брома в соединениях PH_3 , H_2S и HBr .

В PH_3 1 моль атомов водорода соединяется с $1/3$ моль фосфора, поэтому эквивалент фосфора равен $\mathcal{E}(\text{P}) = 1/3$ моль

В H_2S 1 моль атомов водорода соединяется с $1/2$ моль серы, поэтому эквивалент серы равен $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2$ моль

В HBr 1 моль атомов водорода соединяется с 1 моль брома, поэтому эквивалент брома равен $\mathcal{E}(\text{Br}) = 1$ моль.

Найдем эквивалентные массы:

$$M_{\text{экв}}(\text{P}) = 31/3 = 10,33 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{S}) = 32/2 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Br}) = 80/1 = 80 \text{ г/моль}.$$

Аналогично можно дать определение понятию эквивалентный объем.

Эквивалентный объем – это тот объем, который при данных условиях занимает 1 эквивалент вещества. Так как эквивалент водорода равен 1 моль, а в 22,4 л H_2 содержится 2 эквивалента водорода; тогда эквивалентный объем водорода равен $22,4/2=11,2$ л/моль, для O_2 эквивалентный объем равен 5,6 л/моль.

Определить эквивалент вещества можно также по его соединению с другим веществом, эквивалент которого известен.

Определить молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) можно исходя из закона эквивалентов, который рассмотрен немного ниже.

Основные законы химии

Нижеперечисленные законы принято считать основными законами химии.

Закон эквивалентов

По закону эквивалентов химические элементы соединяются между собой или замещают друг друга в количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов:

$$m_1/m_2 = M_{\text{экв}1} / M_{\text{экв}2}, \text{ где}$$

где m_1 и m_2 — массы реагирующих или образующихся веществ, $M_{\text{экв}1}$ и $M_{\text{экв}2}$ — эквивалентные массы этих веществ.

Примеры расчета молярной массы эквивалента представлен в задачах 5-7 раздела Задачи к разделу Основные понятия и законы химии

Закон сохранения вещества

В 1756 г. М.В. Ломоносов, после длительных испытаний, пришел к важному открытию: вес всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равен весу всех продуктов реакции.

Этот закон отражается в законе сохранения массы, который заключается в следующем: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции. Вещества не исчезают и не возникают из ничего, а происходит химическое превращение. Закон является основой при составлении химических реакций и количественных расчетов в химии.

Закон постоянства состава

В 1808 Ж. Пруст сформулировал закон, который гласит, что независимо от способа получения все индивидуальные вещества имеют постоянный количественный и качественный состав.

Закон кратных отношений

В 1803 г Д. Дальтон открыл закон, заключающийся в том, что если два химических элемента образуют несколько соединений, то весовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же весовую долю второго элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

Закон объемных отношений

В 1808 г Гей-Люссак сформулировал закон, который гласил:

«Объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, являющихся продуктами реакции, соотносятся между собой как небольшие целые числа».

Газовые законы

Важную роль в развитии химической науки сыграли газовые законы (справедливы только для газов).

В 1811 г. Авогадро ди Кваренья (Закон Авогадро) доказал, что- в равных объемах любых газов при постоянных условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. В одинаковых условиях одно и то же число молекул занимают равные объемы, а 1 моль любого при $T=273^{\circ}\text{K}$ и $p=101,3\text{ кПа}$ газа занимает объем 22,4 л, который называется молярным объемом газа (V_m).

Независимо друг от друг трое ученых вывели следующие законы:

закон Гей-Люссака при $P = \text{const}$: $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$;

закон Бойля-Мариотта при $T = \text{const}$: $P_1 V_1 = P_2 V_2$;

закон Шарля при $V = \text{const}$: $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

При объединении этих трех законов получаем:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

Если условия отличаются от нормальных, то применяют уравнение Клапейрона – Менделеева:

$$pV = nRT = (m/M)RT, \text{ где}$$

p — давление газа, V — его объем, n — количество молей газа, R — универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/(моль*К)).

Количество газа при нормальных условиях рассчитывают по формуле:

$$n = V/V_m = V/22,4.$$

Плотность газов при заданных давлении и температуре прямо пропорциональна их молярной массе:

$$\rho = m/V = pM/(RT) = (p/RT)M.$$

Относительная плотность газов показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого. Плотность газа В по газу А определяется следующим образом:

$$D_A(B) = \rho(B)/\rho(A) = M(B)/M(A).$$

Это основные законы химии. В заключение приведем Закон парциальных давлений (закон Дальтона). Парциальное давление в смеси равно тому давлению газа, которым он обладал бы, если бы занимал такой же объем, какой занимает вся смесь при той же температуре. При условии, что в газовой смеси нет химического взаимодействия, общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений газов, входящих в эту смесь:

$$p_{\text{общ}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

Состав газовых смесей может выражаться количеством вещества (n), массовыми (ω_n), объемными (φ_n) и молярными (χ) долями:

$$\omega_n = m_n/m$$

$$\varphi_n = V_n/V$$

$$\chi = n_i / \sum n_i$$