

ПРЕДМЕТ ХИМИИ

Определение химии как науки

ПРЕДМЕТ ХИМИИ

- Д.И.Менделеев : "Ближайший предмет химии составляет изучение однородных веществ, из сложения которых составлены все тела мира, превращений их друг в друга и явлений, сопровождающих такие превращения."

Лекция №1 ПРЕДМЕТ ХИМИИ.

Химия – наука о веществах и таких превращениях их друг в друга, при которых атомы одного вида не превращаются в атомы другого вида.

Химические явления – явления, сопровождающиеся таким превращением одних веществ в другие, при которых

ется

Основные понятия химии

В химии под **веществом** обычно понимают совокупность атомов и молекул, находящихся в определенном агрегатном состоянии

Такие вещества принято подразделять на простые и сложные (хим. соединения).

Простые вещества образованы атомами одного хим. элемента и потому являются формой его существования в свободном состоянии, напр. сера, железо, озон, алмаз.

Основные понятия химии

- **Сложные вещества** образованы разными элементами и могут иметь состав постоянный или меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения).
- **Атом** (от греч. atomos – неделимый), наименьшая частица химического элемента, носитель его свойств. Каждому химическому элементу соответствует совокупность определенных атомов.

Основные понятия химии

- **Химический элемент** – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Химический элемент – это понятие, а не материальная частица. Это не атом, а совокупность атомов, характеризующихся определенным признаком – одинаковым зарядом ядра. **Для того чтобы указать химический элемент, достаточно назвать только одну величину – заряд ядра, т. е. порядковый номер элемента в Периодической системе**

Основные понятия химии

Молекула – это наименьшая частица вещества, определяющая его свойства. Состоит из атомов одного или различных химических элементов и существует как единая система атомных ядер и электронов. В случае одноатомных молекул (например, благородных газов) понятия атома и молекулы совпадают. **Атомы удерживаются в молекуле с помощью химических связей.**

Основные понятия химии

Ионы – электрически заряженные частицы, образовавшиеся из атомов (или атомных групп) в результате присоединения или потери электронов.

- Положительно заряженные ионы называются **катионами**, отрицательно заряженные – **анионами**.

Катионы: K^+ Fe^{2+} , NH_4^+

Анионы Cl^- , S^{2-} , NO_3^-

Основные понятия химии

Аллотропия– способность

химического элемента существовать в виде двух или нескольких простых веществ, отличающихся количеством атомов в молекуле (например, O_2 и O_3) или разной структурой кристаллов (графит и алмаз).

Аллотропия относится только к простым веществам и рассматривает как различие в составе их молекул, так и различие в строении кристаллических решеток

Основные понятия химии

- **Полиморфизм** (греч. πολυμορφος – многообразный) – способность твердых веществ существовать в двух или нескольких формах с различной кристаллической структурой и различными же свойствами. Такие формы называются полиморфными модификациями. Например, FeS_2 может образовывать два вещества с различными кристаллическими структурами (полиморфные модификации): одно называется пирит, а другое – марказит.

Основные понятия химии

Если речь идет о различии в строении кристаллических решеток простых веществ, то понятия полиморфизм и аллотропия совпадают, например, о графите и алмазе можно сказать, что это аллотропные формы, а можно – полиморфные формы.

Количественные соотношения в химии

Массы атомов и молекул очень малы, и использовать для численного выражения их величин общепринятую единицу измерения – килограмм – неудобно. Поэтому для выражения масс атомов и молекул используют другую единицу измерения – атомную единицу массы (а. е. м.).

Количественные соотношения в химии

Атомная единица массы (а. е. м.) –
единица измерения масс атомов,
молекул и элементарных частиц.

За атомную единицу массы принята
1 / 12 массы углерода ^{12}C .

Масса этого нуклида в единицах СИ
равна $1,9927 \cdot 10^{-26}$ кг.

$1 \text{ а. е. м.} = 1,6606 \cdot 10^{-27}$ кг.

Количественные соотношения в химии

Молекулярная масса – масса молекулы, выраженная в а. е. м. Масса молекулы практически равна сумме относительных атомных масс входящих в нее атомов.

Моль – единица измерения количества вещества. Обозначается ν (n).

1 моль – это такое количество вещества в котором содержится столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, радикалов), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C , т.е. $-N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ – число Авогадро.

Количественные соотношения в химии

Молярная масса вещества (M) равна отношению массы этого вещества (m) к его количеству (v): $M = m/v$, [г/моль].

Массовая доля вещества A в системе – отношение его массы к массе всей системы. Часто эту величину выражают в % : $\omega(A) = m(A)/m \cdot 100\%$

Мольная доля компонента i – отношение количества вещества (моль) компонента i к общему количеству молей всех компонентов системы: $n_i = v_i / \sum v_i$

Закон сохранения массы

- **Закон сохранения массы (М. В. Ломоносов, 1748 г.) – масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции.**

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы объясняется так: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

Закон постоянства состава

Закон постоянства состава (Пруст, 1806 г.) – каждое химическое соединение имеет вполне определенный и постоянный состав.

Как следствие из этого закона вытекает, что состав химического соединения не зависит от способа его получения. Вещества, состав которых подчиняется этому закону, получили название **дальтони́ды**. Вещества, состав которых зависит от способа получения, называются **бертоллидами** (например, оксиды переходных металлов).

Закон Авогадро

Закон Авогадро (1811 г.) – в равных объемах различных идеальных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро

1. Моль любого идеального газа при одинаковых условиях (температуре и давлении) занимает один и тот же объем. При нормальных условиях (н. у.):

- $t = 0^{\circ}\text{C}$ ($T = 273\text{ K}$); $p = 101325\text{ Па} = 101,325\text{ кПа} = 1\text{ атм} = 760\text{ мм рт. ст.}$ - молярный объем любого идеального газа равен $22,4\text{ л/моль}$

Закон Авогадро

Для газов вводят понятие относительной плотности одного газа по другому. $D_A(X)$ – относительная плотность газа X по газу A:

$$D_A(X) = \rho_X / \rho_A = M_X / M_A$$

$$\text{при } p_X = p_A \text{ и } T_X = T_A.$$