

Важнейшей и интереснейшей частью современного естествознания является *химия* — наука о веществах, их свойствах и превращениях их друг в друга.

Предметом химии являются вещества, из которых состоит окружающий нас мир. К настоящему времени известно примерно десять миллионов веществ и это число непрерывно увеличивается. Все вещества изучаются, классифицируются и получают свое название.

Превращения одних веществ в другие принято называть *химическими реакциями (химическими явлениями)*, которые отличают от *физических явлений*; например, горение водорода в атмосфере кислорода, в результате которого образуется вода, — это химическая реакция, а плавление льда и переход его в жидкую воду или испарение воды в результате кипения — это физические процессы.

Атом — электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов.

Хотя атомы образуются при взаимодействии всего лишь трех типов элементарных частиц, при их сочетании возникает большой набор разнообразных устойчивых или неустойчивых (*радиоактивных!*) систем.

При этом выяснилось, что всю совокупность образовавшихся таким образом атомов легко классифицировать всего лишь по одному параметру — *заряду ядра Z* .

Определенный вид атомов, характеризующийся одинаковым зарядом ядра, называется *химическим элементом*. Каждый элемент имеет свое *название* и свой *символ*, например элементы гелий He, медь Cu, фосфор P и т.д. (см. периодическую таблицу).

Наименование и символы элементов — химическая азбука, позволяющая описать состав любого вещества *химической формулой*.

Следующей, более сложной после атома, частицей может рассматриваться *молекула*.

Молекула — это электронейтральная наименьшая совокупность атомов, образующих определенную структуру посредством химических связей.

Молекулы могут содержать атомы только одного элемента, например молекула кислорода содержит два атома кислорода и описывается формулой O_2 , молекула озона состоит из трех атомов кислорода — O_3 , молекула белого фосфора — из четырех атомов фосфора P_4 , молекула брома — из двух атомов Br_2 и т.д.; такие вещества называют *простыми веществами*.

В настоящее время известно 110 элементов, а число образуемых ими простых веществ около 400. Такое различие объясняется *способностью того или иного элемента существовать в виде различных простых веществ*, отличающихся по свойствам. Это явление получило название

аллотропия. Упомянутые выше аллотропные формы элемента кислорода отличаются числом атомов в их молекулах. Аллотропные формы элемента углерода — алмаз, графит и карбин отличаются строением их кристаллических решеток.

Вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов, называют *сложными веществами*, например оксид водорода (вода) H_2O , азотная кислота HNO_3 , глюкоза $C_6H_{12}O_6$ и т.д.

В природе, как правило, встречаются не чистые вещества, а **смеси веществ**. В практической деятельности мы также обычно используем смеси веществ. Любая смесь состоит из двух или большего числа веществ, которые называются **компонентами смеси**.

Например, *воздух* представляет собой смесь нескольких газообразных веществ: *кислорода* O_2 (21% по объему), *азота* N_2 (78%), *углекислого газа* CO_2 и др. Смесями являются растворы многих веществ, сплавы некоторых металлов и т. д.

Смеси веществ бывают **гомогенными (однородными)** и **гетерогенными (неоднородными)**.

- **Гомогенные смеси** — это смеси, в которых между компонентами нет поверхности раздела.

Гомогенными являются *смеси газов* (в частности, воздух), *жидкие растворы* (например, раствор сахара в воде).

- **Гетерогенные смеси** — это смеси, в которых компоненты разделяются поверхностью раздела.

К гетерогенным относятся *смеси твердых веществ* (песок + порошок мела), *смеси нерастворимых друг в друге жидкостей* (вода + масло), *смеси жидкостей и нерастворимых в нем твердых веществ* (вода + мел).

Жидкие растворы, которые являются важнейшими представителями гомогенных систем; мы будем подробно изучать в нашем курсе.

Важнейшие отличия смесей от химических соединений:

1. В смесях свойства отдельных веществ (компонентов) **сохраняются**.

2. Состав смесей **не является постоянным**.

Стехиометрия — раздел химии, в котором рассматриваются массовые или объемные отношения между реагирующими веществами. Исключительное значение для развития химии имело установление трех основных стехиометрических законов.

1) *Закон сохранения массы веществ* (М.В.Ломоносов, 1748 — 1756 гг.; А.Лавуазье, 1777 г.).

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции.

2) *Закон постоянства состава* (Ж.Л.Пруст, 1801 г.).

Каждое чистое соединение независимо от способа его получения всегда имеет один и тот же состав.

3) *Закон Авогадро* (А.Авогадро, 1811 г.).

В равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул.

Важным *следствием* из закона Авогадро является утверждение: при одинаковых условиях равные количества различных газов занимают равные объемы.

В частности, при *нормальных условиях* (н.у.) — при температуре $T = 273\text{ К}$ ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) и давлении $P = 101,325\text{ кПа}$ (1 атм, или 760 мм рт.ст.) — любой газ, количество которого равно 1 моль, занимает объем 22,4 л. Этот объем называется *молярным объемом газа* при н.у.

Установление первых двух стехиометрических законов позволило приписать атомам химических элементов строго определенную массу. Значения масс атомов, выраженные в стандартных единицах массы (*абсолютная атомная масса* m_A), очень малы, поэтому применять их в повседневной практике крайне неудобно. Например, масса атома углерода равна:

$$m_A(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

Таковыми же чрезвычайно малыми оказываются массы других атомов, а также молекул (*абсолютная молекулярная масса обозначается m_M*)

Поэтому для удобства введено понятие об относительной массе атомов и молекул.

Относительной атомной массой элемента называют отношение абсолютной массы атома к $1/12$ части абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C . Обозначают относительную атомную массу элемента символом A_r , где r — начальная буква английского слова *relative* (относительный).

Относительной молекулярной массой M_r называют отношение абсолютной массы молекулы к $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C . Обратите внимание на то, что относительные массы по определению являются *безразмерными* величинами.

Таким образом, мерой относительных атомных и молекулярных масс избрана $1/12$ часть массы атома изотопа углерода ^{12}C , которая называется атомной единицей массы (а.е.м.):

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

Абсолютные и относительные массы связаны простыми соотношениями:

$$\begin{aligned} m_A &= A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} \\ m_M &= M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} \end{aligned}$$

По формуле вещества можно рассчитать **массовую долю** каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

- **Массовая доля (ω) химического элемента в данном веществе равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:**

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r}, \quad (1.4.1)$$

где $\omega(X)$ — массовая доля элемента X ; $A_r(X)$ — относительная атомная масса элемента X ; n — число атомов элемента X в молекуле вещества; M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли обычно выражают в процентах:

$$\omega\%(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$$

Кроме рассмотренных величин (m_A , A_r , m_M , M_r) в химии чрезвычайное значение имеет особая величина — *количество вещества* (см. следствие из закона Авогадро!).

Количество вещества определяется числом структурных единиц (атомов, молекул, ионов или других частиц) этого вещества, оно обозначается обычно ν и выражается в молях (моль).

Моль — это единица количества вещества, содержащая столько же структурных единиц данного вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода, состоящего только из изотопа ^{12}C .

Для удобства расчетов, проводимых на основании химических реакций и учитывающих количества исходных

реагентов и продуктов взаимодействия в молях, вводится понятие *молярной массы вещества*.

Молярная масса M вещества представляет собой отношение его массы к количеству вещества:

$$M = m/\nu,$$

где m — масса в граммах, ν — количество вещества в молях, M — молярная масса в г/моль — постоянная величина для каждого данного вещества.

Значение молярной массы численно совпадает с относительной молекулярной массой вещества или относительной атомной массой элемента.

Определение моля базируется на числе структурных единиц, содержащихся в 12 г углерода. Установлено, что данная масса углерода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода. Следовательно, *любое вещество количеством 1 моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул, ионов)*.

Число частиц $6,02 \cdot 10^{23}$ называется *числом Авогадро*, или *постоянной Авогадро* и обозначается N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$