



# 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Предметом изучения химии являются состав, строение, свойства и превращения веществ, а также явления, сопровождающие эти превращения.

Несмотря на разнообразие химических явлений в природе существуют законы, которым все они подчиняются. Такими основополагающими обобщениями, как химии, так и естествознания в целом, являются *атомно-молекулярное учение* и *закон сохранения массы веществ*.

## 1.1 Атомно-молекулярная теория строения вещества. Стехиометрические законы химии

Атомистические представления о строении материи зародились в древнегреческой философии. Об атомах как кирпичиках мироздания говорил ещё Демокрит, но окончательно понятия атома, молекулы, элемента сформировались лишь в XVIII веке, когда результаты опытов стали в химии основным источником умозаключений.

Атомно-молекулярная теория, основным идеологом которой был Джон Дальтон, сформировалась на рубеже XVIII-XIX веков.

***Основные положения этой теории следующие:***

1. *Мир состоит из неделимых атомов, которые нельзя уничтожить или превратить друг в друга; атомы элементов различаются по массе.*

2. *Атомы могут соединяться друг с другом, образуя молекулы – наименьшие частицы вещества, обладающие его химическими свойствами.*

3. *Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.*

### Основные стехиометрические<sup>1</sup> законы атомно-молекулярной теории

***Закон сохранения массы.*** В 1756 году переосмыслив и проведя эксперименты Роберта Бойля по обжигу металлов

---

<sup>1</sup> **Стехиометрия** (от греч. *stoicheion* - основа, элемент и *metred* - измеряю), учение о массовых или объемных соотношениях реагирующих веществ.

Михаил Васильевич Ломоносов открыл закон сохранения массы веществ. Спустя почти 20 лет Антуан Лоран Лавуазье в 1778 году повторил опыты Ломоносова и окончательно сформулировал этот закон. *Масса исходных веществ, вступивших в реакцию, равна массе получившихся веществ.*

**Закон эквивалентов**, как стехиометрическая закономерность взаимодействия веществ, впервые был открыт и сформулирован Иеремией Вильямином Рихтером, в трактате «Начальные основания стехиометрии, или искусство измерения химических элементов» (1792г.). Наиболее точную формулировку закона эквивалентов, используемую и в настоящее время, дал английский химик Уильям Хайд Волластон в 1807г.

*Отношение масс веществ, вступающих в химическое взаимодействие, равно отношению их химических эквивалентов.* Под химическим эквивалентом понималось весовое количество элемента, соединяющееся с одной весовой частью водорода или замещающее её в соединениях.

**Закон постоянства состава** (Жозеф Луи Пруст, 1799г.). *Состав индивидуального химического соединения постоянен и не зависит от способа получения этого соединения.* Сторонником выводов Пруста являлся и Дальтон, однако другой великий химик того времени Бертолле считал, что состав соединения может меняться в зависимости от взятых соотношений. В те времена победила точка зрения Пруста и Дальтона. С тех пор вещества с постоянным молекулярным составом называют *дальтонидами*. Однако сейчас известно много примеров нестехиометрических соединений, в честь Бертолле называемых *бертоллидами*. К таким соединениям относятся многие из низших оксидов и сульфидов переходных элементов, например  $TiO_x$ ,  $FeS_x$ .

**Закон простых кратных отношений.** (Джон Дальтон, 1803г.). *Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то на одну и ту же массу одного элемента приходятся такие массы другого, которые относятся друг к другу, как небольшие целые числа.* Например, олово с хлором образует два хлорида:  $SnCl_2$  (по массе 62,8% Sn и 37,2% Cl) и  $SnCl_4$  (по массе 46% Sn, 54% Cl). На одну часть олова в первом хлориде приходится  $37,2/62,8 = 0,59$  частей хлора, а во втором  $54/46 = 1,18$  частей хлора. Отношение 0,59:1,18 составляет 1:2.

Таким образом, если в  $\text{SnCl}_2$  на один атом олова приходится два атома хлора, то в  $\text{SnCl}_4$  атомов хлора должно быть в два раза больше – четыре. Закон простых кратных отношений позволяет находить целочисленные соотношения атомов в молекулах.

**Закон простых объёмных отношений** (Жозеф Луи Гей-Люссак, 1808). *Объёмы реагирующих газов относятся друг к другу и к объёмам газообразных продуктов как небольшие целые числа.* Например, в газофазной реакции  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  соотношение объёмов водорода, хлора и хлороводорода составляет 1:1:2.

**Закон Авогадро.** (Амедео Авогадро, 1810г.; Канниццаро, 1860г.). *В равных объёмах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.* Гипотеза была высказана Авогадро в 1810 году, но только после выступления Канниццаро в 1860 году на первом международном химическом конгрессе в Карлсруэ (Германия) получила мировое признание и статус закона. Гипотеза Авогадро позволила установить двухатомность таких газов как водород, хлор, азот, кислород и исправить формулы многих соединений, предложенные Дальтоном по принципу наименьшей простоты. Например, опыт говорит, что газофазная реакция водорода с хлором  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  протекает без изменения объёма. Если бы водород и хлор были бы одноатомны, как считал Дальтон, то реакция между ними записывалась бы как  $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$  и сопровождалась бы уменьшением объёма, поскольку число молей газов в ходе этой реакции уменьшатся. Это противоречит опыту, и, следовательно, молекулы водорода и хлора двухатомны.

## 1.2 Основные понятия химии

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

**Атом** – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Химические свойства атома определяются его строением. Разновидности атомов одного элемента с разными массовыми числами называют **изотопами**. Наблюдаемое различие массы атомов изотопов

связано с разным составом их ядер – у них одинаковое количество протонов и разное число нейтронов.

**Молекула** – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами, которые определяются её составом и химическим строением. Состав молекул выражают с помощью химических формул, в которых атомы обозначаются символами химических элементов, а их количество подстрочными индексами.

**Ион** – одно- или многоатомная частица, обладающая зарядом. Положительно заряженные ионы называют **катионы**, отрицательно заряженные – **анионы**. Заряд иона представляет собой алгебраическую сумму степеней окисления атомов, входящих в его состав. **Степень окисления атома** – условный заряд, показывающий количество отданных или принятых атомом электронов при образовании им химических связей, вычисленный в предположении, что все связи носят ионный характер (строение атома и образование химических связей будет рассмотрено далее).

В 1961 г. Международный союз по теоретической и прикладной химии (IUPAC) утвердил единую углеродную шкалу атомных масс. Основа её – **атомная единица массы** (а.е.м.) или **дальтон** (Da), равная 1/12 абсолютной массы естественного изотопа атома углерода  $^{12}\text{C}$ :

$$1\text{Da} = \frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 0,166 \cdot 10^{-26} \text{ (кг)}.$$

**Атомная масса** ( $A_r$ ) – относительная масса атома элемента, показывающая во сколько раз данный атом тяжелее 1/12 атома углерода, т.е. выраженная в дальтонах (см. приложения табл.1).

**Молекулярная масса** ( $M_r$ ) – относительная масса молекулы вещества, выраженная в дальтонах. Молекулярная масса вещества равна сумме масс всех атомов, образующих молекулу или частицу.

Например, молекулярная масса воды:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ (Da)}.$$

Атомная и молекулярная масса являются основными характеристиками вещества. Однако, в естественных науках

часто приходится сравнивать не массу веществ, а количество структурных единиц – молекул, атомов или ионов. Величиной, характеризующей число структурных единиц, является **количество вещества**. За единицу измерения количества вещества принят *моль*.

**Моль** – количество вещества  $\nu$  (гр. буква ню), содержащее столько структурных единиц, сколько содержится в 12 г изотопа  $^{12}\text{C}$ . Зная массу 1 атома углерода ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг), легко вычислить число атомов в 0,012 кг углерода:

$$N_A = \frac{0,012}{1,993 \cdot 10^{-26}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (моль}^{-1}\text{)}$$

$N_A$  – **число Авогаро**, которое соответствует числу структурных единиц в одном моле любого вещества.

**Молярная масса (M)** – масса 1 моль вещества, выраженная в граммах и численно равная молекулярной массе.  $[M] = 1 \text{ г/моль}$ . Масса вещества ( $m$ ), его количество и молярная масса между собой связаны соотношением:

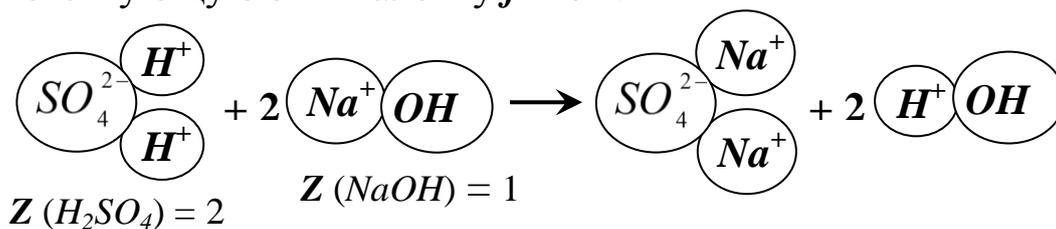
$$m = \nu \cdot M$$

**Молярный объём газа** – объём, который занимает 1 моль газообразного вещества при данных условиях. **При нормальных условиях** (н.у.), т.е. при температуре  $0^\circ\text{C}$  и давлении 1 атм. (101,3 кПа), **молярный объём газа ( $V_m$ ) составляет 22,4 л**. При вычислении молярного объёма газа в других условиях используют уравнение состояния идеального газа:  $PV = \nu RT$  ( $P$  – давление,  $V$  – объём газа,  $\nu$  – количество газа,  $T$  – абсолютная температура,  $R$  – универсальная газовая постоянная, значение которой 8,31 Дж/моль·К).

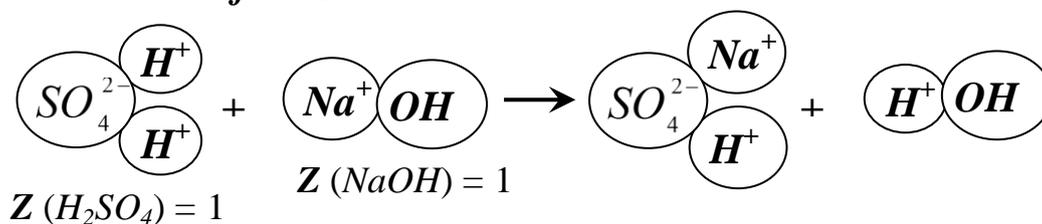
**Эквивалент** – реальная или условная часть формульной единицы (атома, молекулы или иона), принимающая участие в образовании одной химической связи при протекании химической реакции.

**Число эквивалентности  $Z$**  показывает, сколько эквивалентов вещества содержится в одной формульной единице. Значение  $Z$  зависит от химической реакции, в которой вещество принимает участие. Наряду с числом эквивалентности часто используют понятие **фактора эквивалентности  $f$** ,

представляющего собой долю формульной единицы, соответствующую эквиваленту  $f = 1/Z$ .



В данной реакции одна молекула серной кислоты, отщепляя 2 катиона водорода, расходует две химических связи на образование средней соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , т.е. 1 молекула серной кислоты содержит 2 эквивалента. Число эквивалентности  $Z = 2$ , а эквивалентом серной кислоты является  $1/2$  молекулы, т.е. фактор эквивалентности  $f = 1/2$ .



При образовании кислой соли  $\text{NaHSO}_4$  в молекуле серной кислоты замещается на натрий только один атом водорода, поэтому в данной реакции эквивалентом серной кислоты является вся молекула.

- В химических реакциях обменного типа число эквивалентности считают равным количеству моль  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  ионов, которые отщепляются или присоединяются 1 молем вещества.
- В окислительно-восстановительных реакциях число эквивалентности рассчитывается по отношению к количеству отданных или принятых частицей электронов.

**Количество эквивалентов вещества  $v_{\text{Э}}$  прямо пропорционально произведению количества моль вещества и числа эквивалентности:**  $v_{\text{Э}} = Z \cdot \nu$

**Молярная масса эквивалента** (эквивалентная масса)  $M_{\text{Э}}$  равна массе одного моль эквивалента вещества.  $[M_{\text{Э}}] = 1 \text{ г/моль}$

Поскольку водород в соединениях может занимать только одно валентное место, то эквивалентная масса соединения, вступающего в реакции, протекающие без изменения степени

окисления, равна молярной массе делённой на его валентность, т.е. на число атомов водорода, которое данный атом может присоединить.

**Эквивалентная масса кислот, оснований и солей, участвующих в обменных реакциях** вычисляется по формуле:

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{Z} = f \cdot M, \quad (1)$$

где  $M$  – молярная масса вещества, а  $Z$  совпадает с основностью кислоты или кислотностью основания – числом катионов водорода или гидроксид анионов, образующихся при диссоциации молекулы:

$$f_{\text{кислоты}} = \frac{1}{\text{основность}}, \quad f_{\text{основания}} = \frac{1}{\text{кислотность}}.$$

В случае солей число эквивалентности находят по основному остатку – катиону, умножив его валентность на число частиц в формуле:

$$f_{\text{соли}} = \frac{1}{\text{валентность} \cdot \text{число катионов}}.$$

Например:

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}(2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4) = 49 \text{ (г/моль)},$$

$$M_{\text{э}}(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ (г/моль)},$$

$$M_{\text{э}}(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{3}M(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{3}(27 + 35 \cdot 3) = 44 \text{ (г/моль)}.$$

**Эквивалентная масса вещества, участвующего в окислительно-восстановительном процессе**, вычисляется по формуле 1, приведённой выше. Число эквивалентности равно числу электронов, отданных или принятых данной частицей.

$$f_{\text{вещества}} = \frac{1}{\text{число электронов}}$$

Например:

В реакции:  $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$  происходит обмен электронами:

$$\text{Ca} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^{+2}, \quad f(\text{Ca}) = \frac{1}{2}, \quad M_{\text{э}}(\text{Ca}) = \frac{1}{2} A_r(\text{Ca}) = \frac{1}{2} \cdot 40 = 20 \text{ (г/моль)},$$

$$\text{O}_2 + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2}, \quad f(\text{O}_2) = \frac{1}{4}, \quad M_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} M(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 16 \cdot 2 = 8 \text{ (г/моль)}.$$