

Основные химические законы

(Периодический закон Д.И.Менделеева рассматривается отдельно.)

Атомно-молекулярное учение. В 1741 г. М.В.Ломоносов впервые высказал предположения об атомно-молекулярном строении вещества, достаточно близкие к нашим представлениям. По определению Ломоносова, все вещества состоят из *элементов* (атомов), которые могут соединяться в *корпускулы* (молекулы). Позже, в 1803 г., Дж.Дальтон также приходит к выводу о существовании атомов как мельчайших частиц вещества. Таким образом, Ломоносова и Дальтона можно в полной мере считать авторами атомно-молекулярного учения, основные положения которого следующие:



М.В.Ломоносов
(1711–1765)

1. Все вещества состоят из молекул, т.е. химическое соединение – это совокупность одинаковых (с химической точки зрения) молекул.



Дж.Дальтон
(1766–1844)

2. Молекулы состоят из атомов, причем молекулы простых веществ состоят из атомов одного вида (одного химического элемента), а молекулы сложных веществ – из атомов разных видов (разных химических элементов).

3. Атомы и молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.

Закон постоянства состава вещества (Ж.Л.Пруст, 1799 г.). Качественный и количественный состав соединений молекулярной структуры является постоянным, независимо от способа получения соединения. Закон применим к соединениям с молекулярным строением, т.е. к соединениям с

Неорганическая химия

ковалентными связями (большинство органических соединений, неорганические кислоты, газы и т.д.).



Ж.Л.Пруст
(1754–1826)

Закон сохранения массы (М.В.Ломоносов, 1748 г., А.Л.Лавуазье, 1789 г.). Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции. Этот закон является частным случаем общего закона природы – закона сохранения массы и энергии в закрытых системах.



А.Л.Лавуазье
(1743–1794)

Закон Авогадро (А.Авогадро, 1811 г., С.Канниццаро, 1858 г.) В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.



А.Авогадро
(1776–1856)
)

Следствия из закона Авогадро:

1) при одинаковых условиях равные количества вещества различных газов занимают одинаковые объемы;

2) при нормальных условиях, т.е. температуре ($T = 273 \text{ К}$ (0°C) и давлении $p = 101,3 \text{ кПа}$ (1 атм, 760 мм рт. ст.), 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л;



С.Канниццаро
(1826–1910)

3) некоторые авторы формулируют еще одно следствие из закона Авогадро, применяемое при решении расчетных задач: относительной плотностью газа X по газу Y называется величина, равная отношению молярной массы газа X к молярной массе газа Y (при одинаковых условиях):

$$D_Y(X) = \frac{M(X)}{M(Y)}$$

Закон эквивалентов (И.В.Рихтер, 1792 г.). Массы веществ, вступающих в химическую реакцию, прямо пропорциональны их эквивалентам.



И.В.Рихтер
(1762–1807)

Химический эквивалент элемента – такая его масса, которая соединяется с единицей массы водорода или с 8 единицами массы кислорода или замещает эти количества в их соединениях.

$$\mathcal{E} = A/V,$$

где A – атомная масса элемента; V – валентность элемента, например:

$$\mathcal{E}(\text{O}) = 16/2 = 8.$$

Эквивалентный объем любого бинарного газа равен 11,2 л/моль.

На основе закона эквивалентов выведены формулы для расчета эквивалентных масс сложных веществ:



Д.И.Менделеев
(1834–1907)

Э(оксида) = молярная масса оксида/(валентность элемента•число атомов элемента в оксиде), например:

$$\text{Э}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102/(3 \cdot 2) = 17;$$

Э(кислоты) = молярная масса кислоты/основность кислоты, например:

$$\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49;$$

Э(основания) = молярная масса основания/кислотность основания, например:

$$\text{Э}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37;$$

Э(соли) = молярная масса соли/(валентность металла•число атомов металла), например:

$$\text{Э}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142/(1 \cdot 2) = 71.$$

Уравнение Менделеева–Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) описывает соотношение между давлением газа, его объемом, количеством вещества и температурой:

$$pV = \nu RT,$$

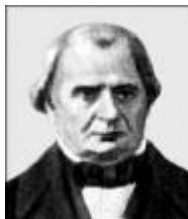
где p – давление, кПа; V – объем, л; ν – количество вещества газа, моль; R – универсальная газовая постоянная:

$$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

T – температура, К.

Объединенный газовый закон (Клапейрона):

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}.$$



Б.Клапейрон
(1799–1864)