

## ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ.

Молекулярные формулы веществ показывают качественный и количественный состав молекул (т. е. какие элементы и сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы). Например, молекулярная формула глюкозы  $C_6H_{12}O_6$  показывает, что одна молекула ее состоит из 6 атомов углерода, 12 атомов водорода и 6 атомов кислорода. Соотношение чисел этих атомов  $6 : 12 : 6 = 1 : 2 : 1$ , т. е. на 1 атом углерода в молекуле глюкозы приходится 2 атома водорода и один атом кислорода. Если мы запишем эти наименьшие целые числа, показывающие количественное отношение атомов в молекуле, в качестве индексов, то получим так называемую эмпирическую формулу глюкозы:  $CH_2O$ .

Таким образом:

**Эмпирическая формула любого вещества — это формула, которая выражает простейшее целочисленное отношение элементов, содержащихся в данном веществе.**

Эмпирические формулы иногда называют также **простейшими формулами**.

Для вывода эмпирической формулы вещества достаточно знать его количественный состав (массовые доли элементов).

Для нахождения молекулярной (или истинной) формулы вещества необходимо, кроме состава вещества, знать его молекулярную массу. Она может быть приведена в условии задачи или ее можно рассчитать по имеющимся в условии данным.

Для многих веществ эмпирические и молекулярные формулы совпадают. Например, формулы веществ, выведенные в типовых задачах №1 и №2, являются одновременно и эмпирическими, и молекулярными.

Большинство задач в курсе химии связано с **расчетами по химическим уравнениям**. Рассмотрим различные типы таких задач на конкретных примерах.

Если в условии задачи даются массы или объемы двух исходных веществ, то начинать решение этой задачи следует с выяснения того, какое исходное вещество дано в избытке, а какое — в недостатке.

## ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Состояние идеального газа заданной массы характеризуется тремя параметрами: давлением  $P$ , объемом  $V$  и температурой  $T$ . Между этими величинами были экспериментально установлены следующие соотношения.

1) При постоянной температуре

$$P_1 V_1 = P_2 V_2, \text{ или } PV = \text{const (закон Бойля-Мариотта).}$$

2) При постоянном давлении

$$V_1/T_1 = V_2/T_2, \text{ или } V/T = \text{const (закон Гей-Люссака).}$$

3) При постоянном объеме

$$P_1/T_1 = P_2/T_2, \text{ или } P/T = \text{const (закон Шарля).}$$

Эти три закона можно объединить в один универсальный газовый закон:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2, \text{ или } PV/T = \text{const.}$$

Это уравнение было установлено французским физиком Б. Клапейроном в 1834 г. Значение постоянной в уравнении зависит только от количества вещества газа. Уравнение для одного моля газа было выведено Д.И. Менделеевым в 1874 г. Для одного моля газа постоянная называется *универсальной газовой постоянной* и обозначается  $R$ :

$$PV = RT,$$

где

$$R = 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Для произвольного количества газа  $\nu$  правую часть этого уравнения надо умножить на  $\nu$ :

$$PV = \nu RT,$$

И, наконец, подставляя в это уравнение выражение для числа молей, находим наиболее общее уравнение состояния идеального газа

$$PV = (m/M) \cdot RT,$$

которое называют *уравнением Клапейрона-Менделеева*. Это уравнение справедливо для всех газов в любых количествах и для всех значений  $P$ ,  $V$  и  $T$ , при которых газы можно считать идеальными.

Рассмотрим некоторые следствия из уравнения Клапейрона–Менделеева.

Нормальными условиями (сокращенно н.у.) для газов считаются давление  $P_0 = 1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа}$  и температура  $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0 \text{ }^\circ\text{С}$ . Найдем объем одного моля газа при н.у.:

$$V_m = RT_0 / P_0 = 8,314 \cdot 273,15 / 101,325 = 22,413 \text{ л/моль.}$$

Уравнение Клапейрона–Менделеева позволяет найти количество вещества газа по его объему. При нормальных условиях

$$\nu = V / V_m = V / (22,413 \text{ л/моль}).$$

При произвольных условиях

$$\nu = PV / (RT),$$

при этом объем газа следует выражать в литрах, а значение  $R$  зависит от размерности давления.

Многие химические реакции, в том числе и газовые, проводят при постоянных температуре и давлении. При этих условиях из уравнения Клапейрона–Менделеева следуют два замечательных результата.

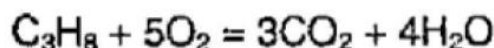
$$1) \quad V = \nu RT / P = \nu \cdot (RT/P).$$

Выражение в скобках является постоянным при  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$ . Это означает, что

$$V_1 / \nu_1 = V_2 / \nu_2, \text{ или } V \sim \nu.$$

Следовательно, объем газа прямо пропорционален числу молей (и числу молекул), причем коэффициент пропорциональности  $(RT/P)$  одинаков для всех газов и зависит только от давления и температуры. Это есть не что иное, как *закон Авогадро*.

Из этого же утверждения вытекает закон объемных отношений Гей-Люссака (см. § 1.3). Рассмотрим реакцию горения пропана. Уравнение реакции



свидетельствует о том, что для сгорания 1 моль  $\text{C}_3\text{H}_8$  требуется 5 моль  $\text{O}_2$ , и при этом образуется 3 моль  $\text{CO}_2$  и 4 моль паров  $\text{H}_2\text{O}$ . Но число молей пропорционально объему газа, поэтому

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = 1:5:3:4,$$

если объемы всех газов измерены при одинаковых условиях. Таким образом, при стехиометрических расчетах газовых реакций вместо числа молей газов можно использовать их объемы.

2) Найдем с помощью уравнения Клапейрона–Менделеева выражение для плотности газов.

$$\rho = m / V = PM / RT = (P/RT) \cdot M.$$

Выражение в скобках является постоянным при  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$ . Это означает, что

$$\rho_1 / M_1 = \rho_2 / M_2, \text{ или } \rho \sim M.$$

Следовательно, плотность газов прямо пропорциональна их молярной массе при заданных давлении и температуре. Этот результат позволяет ввести относительную плотность газов, которая показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого. Плотность газа В по газу А определяется следующим образом:

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

Например, азот тяжелее гелия в 7 раз, поскольку плотность азота по гелию равна:

$$D_{\text{He}}(\text{N}_2) = M(\text{N}_2) / M(\text{He}) = 28 / 4 = 7.$$