

Муниципальное казенное учреждение дополнительного образования
Новохоперского муниципального района Воронежской области
«Станция юных натуралистов»

Стехиометрические законы химии (II)



Объединение «Химия - просто»
Руководитель
педагог д/о МКУ ДО «СЮН»
Хлипитько Нина Леонидовна

Количество вещества. Моль

Проведем химическую реакцию, протекающую при взаимодействии алюминия с йодом:



Из уравнения реакции следует, что

- 1) алюминий и йод реагируют между собой, образуя новое вещество – йодид алюминия;
- 2) в реакцию вступают атомы алюминия и молекулы йода;
- 3) отношение числа вступивших в реакцию формульных единиц (в данном случае - атомов) алюминия к числу вступивших в реакцию молекул йода равно 2 к 3, то есть

$$N(\text{Al}) : N(\text{I}_2) = 2 : 3.$$

Если для проведения реакции мы возьмем, например, $1 \cdot 10^{20}$ атомов Al , то, для того, чтобы все они прореагировали, потребуется $1,5 \cdot 10^{20}$ молекул I_2 .

И наоборот, если у нас есть 90000 молекул I_2 , то в этом случае, чтобы все они прореагировали, нужно взять 60000 атомов Al .

Если мы возьмем исходные вещества в другом соотношении, то одно из них останется непрореагировавшим.

В таком случае говорят, что это вещество было взято в **избытке**.

Как отмерять взятые для реакции вещества, чтобы они прореагировали без остатка?



Очевидно, что отмерять вещества следует по числу структурных элементов (атомов, молекул (для молекулярных веществ) или формульных единиц (для немолекулярных веществ)).

Число таких структурных элементов в порции вещества является физической величиной, называемой количество вещества.

Количество вещества – одна из основных физических величин, поэтому ее единица измерений выбирается произвольно. За единицу измерений этой величины удобно выбрать количество. Но поштучно пересчитать молекулы в химической практике невозможно, зато вещество можно взвесить, то есть определить его массу.



За единицу измерений количества вещества следует принять порцию из определенного и всегда одинакового числа частиц, достаточно большую, чтобы ее легко можно было взвесить на обычных весах.

Такая единица измерений получила название **моль**, а величина, показывающая массу одного моля вещества – молярная масса.

Молярная масса вещества Б обозначается МБ, или М(Б).

Таким образом, единица измерений количества вещества

$$[n] = 1 \text{ моль, а}$$

единица измерений молярной массы

$$[МБ] = 1 \text{ г/моль.}$$



Физическая величина, показывающая, сколько частиц содержится в одном моле вещества, называется *постоянной Авогадро* и обозначается N_A . Единица измерений этой величины – "штуки в моле", но, так как физики штуку единицей измерений не считают, то получается $[N_A] = \frac{1}{\text{МОЛЬ}}$, или $[N_A] = \text{моль}^{-1}$. Значение постоянной Авогадро выбрано таким образом, чтобы числовое значение молярной массы любого вещества было равно числовому значению молекулярной массы, то есть $\{M(\text{Б})\} = \{M_r(\text{Б})\}$



Моль – порция из $\{N_A\}$ частиц.

Числовое значение постоянной Авогадро $\{N_A\}$
называется числом Авогадро.

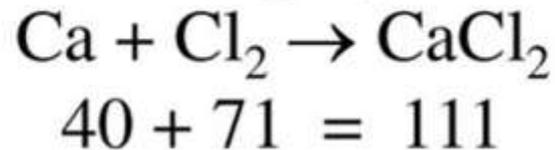
Таким образом $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

Количество вещества - то же, что и число частиц, но измеряется не в туках, а в молях (то есть, порциями по $6,02 \cdot 10^{23}$ штук).



Закон сохранения массы и энергии (Ломоносов, 1748)

Масса веществ, вступающих в реакцию равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



М.В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии. Взаимодействие массы и энергии выражается уравнением А. Эйнштейна: $E=mc^2$; $c=3 \cdot 10^8$ м/с.

Современная формулировка:

В изолированной системе сумма масс (энергий) веществ до химической реакции равна сумме масс (энергий) образовавшихся веществ после реакции.

Закон Авогадро

- В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (p, t) содержится одинаковое число молекул.

Следствие 1: Один моль любого газа в нормальных условиях занимает объём

22,4 л/моль – V_M молярный объём.

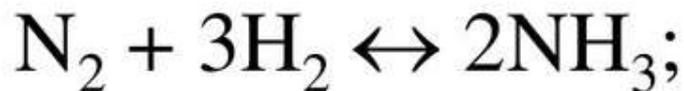
Н.у. : $p = 1 \text{ атм}$; 101 кПа , $T = 0^\circ \text{C}$; $273 \text{ }^\circ\text{K}$.

- Следствие 2: Отношение плотностей двух газов прямо пропорционально отношению их молярных масс: ***$\rho_1 / \rho_2 = M_1 / M_2 = D$*** ;

$D(\text{H}_2) = M(\text{газа})/2$; $D(\text{возд.}) = M(\text{газа})/29$

Закон простых объёмных отношений (Гей-Люссак, 1808)

- Объёмы вступающих в реакцию газов, а также объёмы газообразных продуктов реакции относятся между собой как небольшие целые числа.



$$V(\text{N}_2) : V(\text{H}_2) : V(\text{NH}_3) = 1:3:2.$$

Закон Менделеева-Клайперона

$$pV = nRT ;$$

$R = 8,314$; если $p = \text{Па}$, $V = \text{м}^3$;

$R = 0,082$; если $p = \text{атм}$, $V = \text{л}$.



P – давление, Па

V – объём, м^3

n – количество вещества, моль

R - универсальная газовая постоянная

T – температура, К

Спасибо за внимание!

1 моль $F_2 = 38 \text{ г} = 22,4 \text{ л} = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

1 моль $CO_2 = 44 \text{ г} = 22,4 \text{ л} = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

1 моль $UF_6 = 352 \text{ г} \neq 22,4 \text{ л} = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

