

$$M_r = m_r / ({}^1/_{12} m_a({}^{12}\text{C}))$$

m_r - масса молекулы данного вещества;

$m_a({}^{12}\text{C})$ - масса атома углерода ${}^{12}\text{C}$.

Число Авогадро ди Кваренья (N_A). Количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно $6,02 \cdot 10^{23}$. (Постоянная Авогадро имеет размерность - моль⁻¹).

Закон сохранения массы веществ (М.В.Ломоносов, 1748 г.; А. Лавуазье, 1789 г.)

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Закон постоянства состава Впервые сформулировал **Ж.Пруст** (1808 г).

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

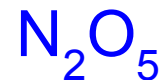
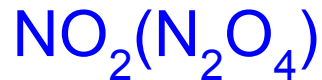
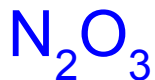
Пример. CuS - сульфид меди.

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1$$

$$w_{(\text{Э})} = (n \cdot A_{r(\text{Э})}) / M_r$$

где n - число атомов; $A_{r(\text{Э})}$ - относительная атомная масса элемента; M_r - относительная молекулярная масса вещества.

Закон кратных отношений (Д.Дальтон, 1803 г.)



Число атомов кислорода в молекулах этих соединений, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как 1 : 3 : 4 : 5.

Закон объемных отношений (Гей-Люссак, 1808 г.)

"Объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа".

Пример.

При окислении двух объемов оксида углерода (II) одним объемом кислорода образуется 2 объема углекислого газа, т. е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на 1 объем. $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

Закон Авогадро ди Кваренья (1811 г.)

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул.

Следствия.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.
2. При нормальных условиях ($25^{\circ}\text{C} = 298^{\circ}\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Пример.

Какой объем водорода при н.у. выделится при растворении 4,8 г магния в избытке соляной кислоты?



При растворении 24 г (1 моль) магния в HCl выделилось 22,4 л (1 моль) водорода; при растворении 4,8 г магния — X л водорода.

$$X = (4,8 \cdot 22,4) / 24 = 4,48 \text{ л водорода}$$

Объединенный газовый закон - объединение трех независимых частных газовых законов: Гей-Люссака, Шарля, Бойля-Мариотта, уравнение, которое можно записать так:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

при $P = \text{const}$ ($P_1 = P_2$) можно получить $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$ (закон Гей-Люссака);

при $T = \text{const}$ ($T_1 = T_2$): $P_1 V_1 = P_2 V_2$ (закон Бойля-Мариотта);

при $V = \text{const}$ $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$ (закон Шарля).

Уравнение Клайперона-Менделеева

Если записать объединенный газовый закон для любой массы любого газа, то получается уравнение **Клайперона-Менделеева**: $pV = (m / M_r) RT$
где m - масса газа; M_r - молекулярная масса; p - давление; V - объем; T - абсолютная температура (°K); R - универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/(моль • K) или 0,082 л атм/(моль • K)).

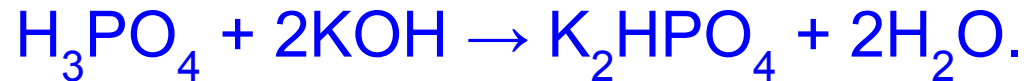
Относительная плотность газов показывает, во сколько раз 1 моль одного газа тяжелее (или легче) 1 моля другого газа.

$$D_{A(B)} = r_{(B)} / r_{(A)} = M_{r(B)} / M_{r(A)}$$

Средняя молекулярная масса смеси газов равна общей массе смеси, деленной на общее число молей:

$$M_{\text{ср}} = (m_1 + \dots + m_n) / (n_1 + \dots + n_n) = (M_{r1} \cdot V_1 + \dots + M_{rn} \cdot V_n) / (n_1 + \dots + n_n)$$

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион H^+ или OH^- , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом другого вещества.



Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется *фактором эквивалентности* ($f_{\text{э}}$).

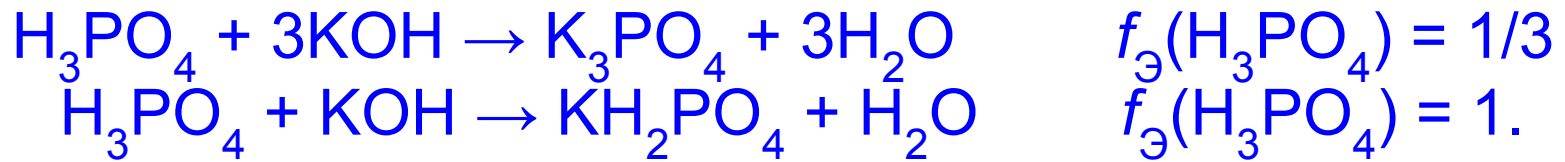
Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	где $B(\text{Э})$ – валентность элемента	
Простое вещество	где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$
Оксид	где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \times 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \times 5) = 1/10$
Кислота	где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)

Основание	где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_{\ominus}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\ominus}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\ominus}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\ominus}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в ОВР	где – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Fe}^{2+} + 2 \rightarrow \text{Fe}^0 \quad f_{\ominus}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\ominus}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	где z – заряд иона	$f_{\ominus}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

f_{\ominus} (формульная единица вещества)

Между H_3PO_4 и KOH также могут происходить и другие реакции. При этом кислота будет иметь разные значения фактора эквивалентности:



Следует учитывать, что эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.

Пример. Определите фактор эквивалентности и эквивалент $ZnCl_2$.

Решение: $ZnCl_2$ (средняя соль): $f_э(ZnCl_2) = 1/2$, поэтому эквивалентом $ZnCl_2$ является частица $1/2 ZnCl_2$.

Эквивалент, как частица, может быть охарактеризован молярной массой (молярным объемом) и определенным количеством вещества $n_э$. **Молярная масса эквивалента ($M_э$)** — это масса одного моль эквивалента. Она равна произведению молярной массы вещества на фактор эквивалентности: $M_э = M \times f_э$.

Молярная масса эквивалента имеет размерность «г/моль».