

ХИМИЧЕСКИЕ ЭКВИВАЛЕНТЫ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ



Основные классы неорганических соединений:

ОКСИДЫ Al_2O_3 , P_2O_5 , SO_2

ОСНОВАНИЯ NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$

КИСЛОТЫ HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4

СОЛИ Na_2CO_3 , CaCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

!!! Кислоты и соответствующие им соли

<i>Название кислоты</i>	<i>Формула</i>	<i>Анион кислотного остатка</i>	<i>Название соли</i>
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F ⁻	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl ⁻	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Br ⁻	Бромид
Иодоводородная	HI	I ⁻	Иодид
Циановодородная	HCN	CN ⁻	Цианид
Сероводородная	H ₂ S	S ²⁻	Сульфид
Сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Сульфит
Серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Сульфат
Азотистая	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Нитрит
Азотная	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Нитрат
Ортофосфорная (фосфорная)	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Ортофосфат (фосфат)
Угльная	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	Силикат
Уксусная	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Ацетат

Ион аммония NH₄⁺

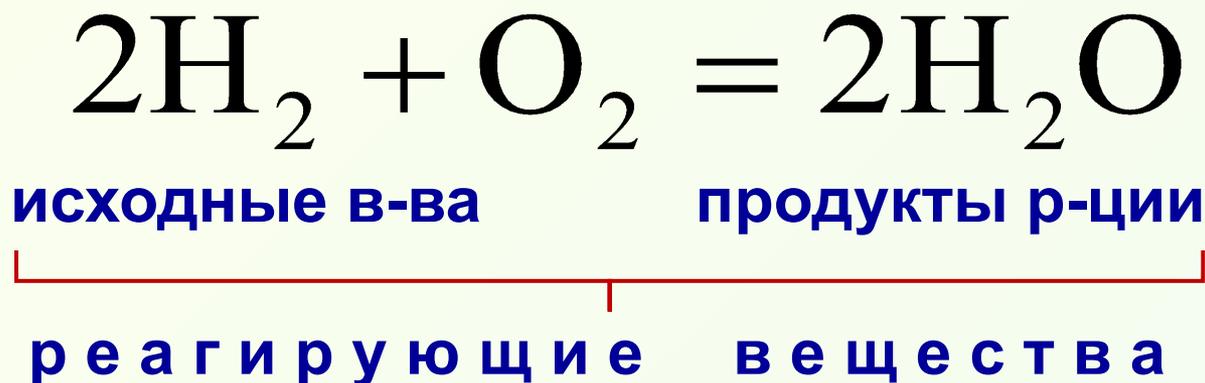
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Раздел химии, изучающий количественный состав веществ и количественные соотношения (массовые, объемные) между реагирующими веществами, называется **стехиометрией**.

Расчеты количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в химических реакциях называются **стехиометрическими**, а коэффициенты перед формулами веществ в уравнениях реакций – **стехиометрическими коэффициентами**.

Уравнение химической реакции — это условная запись химической реакции при помощи химических формул.

Химическая формула — это условная запись, отражающая качественный и количественный состав вещества.



2,1,2 — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции — показывают молярные соотношения между исходными веществами и продуктами реакции.

Для выполнения стехиометрических расчетов наряду с единицами массы и объема в химии используют физическую величину количество вещества.

Количество вещества n –
размерная физическая величина,
определяемая числом
содержащихся в этом веществе
структурных частиц (атомов,
молекул, ионов, электронов).

Единица количества вещества – **МОЛЬ**.

Моль – количество вещества, в котором содержится число частиц любого вида (атомов, молекул, ионов), равное числу Авогадро
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

При использовании термина «моль» следует указывать частицы, к которым относится этот термин: «моль молекул», «моль атомов» и т.д.

Молярная масса M – масса 1 моля вещества (или масса $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц вещества).

Равна отношению массы вещества m к количеству вещества n :

$$M = \frac{m}{n}, \text{ г/моль.}$$

Молярный объем V_M – это объем, который занимает **один моль любого газа** ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) при нормальных условиях. Равен отношению объема газа V_0 при н.у. к количеству вещества n :

$$V_M = \frac{V_0}{n}, \quad \text{л/моль.}$$

!!! $V_M = 22,4$ л/моль.

Н.у. для газов:

$P_0 = 1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа} = 760 \text{ мм рт. ст.}$

$T_0 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ К}$

*ЛР 1,
опыт
№1*

Для приведения объема газа к нормальным условиям используют **уравнение состояния идеального газа:**

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \text{ или } V_0 = \frac{P V T_0}{T P_0}$$

где V – объем газа, измеренный при реальных условиях, т. е. при атмосферном давлении P и температуре T ;

V_0 – объем газа при нормальном давлении P_0 и температуре T_0 .

$$T \text{ (К)} = t \text{ (°C)} + 273$$

ЭКВИВАЛЕНТ И ЭКВИВАЛЕНТНАЯ МАССА ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

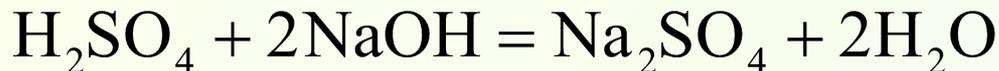
При протекании химических реакций во взаимодействие вступают молекулы, атомы или ионы исходных веществ. Для того, чтобы они прореагировали полностью, их необходимо брать в **эквивалентных** (равноценных) количествах.

Эквивалент (Э) – такое количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или $\frac{1}{2}$ моля атомов кислорода в химических реакциях.

Эквивалент выражается в **МОЛЯХ**.

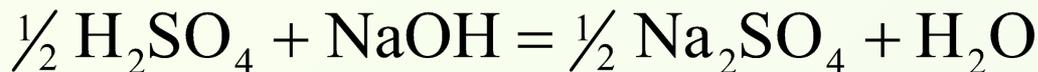
Эквивалент – реальная или условная частица, которая в данной кислотно-основной р-ции, в р-ции ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в ОВР – одному электрону. Под «реальной» частицей понимают реально существующие соединения (H_2SO_4 , O_2), под «условной» частицей – доли этих реальных частиц ($\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4$, $\frac{1}{4} \text{O}_2$).

Пример. Определите эквиваленты веществ в р-ции:



Решение.

В данной р-ции участвуют два иона водорода, а на один ион водорода приходится:



$$\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моль молекул } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Э}(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль молекул } \text{NaOH} \quad \dots$$

Поскольку молекулярные соотношения соответствуют молярным, справедливо утверждение:

$$\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моль молекул } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2} \mathbf{M} \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Э}(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль молекул } \text{NaOH} = 1 \mathbf{M} \text{NaOH}$$

Эквивалентная масса ($\mathcal{E}_{\text{вещ}}$) –
масса одного эквивалента
вещества, *г/моль*.

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г / моль}$$

Эквивалентный объем ($V_{\mathcal{E}}$) –
объем 1 эквивалента газообразного
вещества при нормальных
условиях.

В качестве исходных величин при определении химических эквивалентов веществ приняты эквивалент водорода и эквивалент кислорода.

$$\begin{aligned} \mathcal{E}(\text{H}_2) &= 1 \text{ моль атомов водорода} \\ \mathcal{E}_{\text{H}_2} &= 1 \text{ г/моль} \\ \mathcal{M}_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} &= 11,2 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \mathcal{E}(\text{O}_2) &= 1 / 2 \text{ моля атомов кислорода} \\ \mathcal{E}_{\text{O}_2} &= 8 \text{ г/моль} \\ \mathcal{M}_{\mathcal{E}(\text{O}_2)} &= 5,6 \end{aligned}$$

Для вычисления эквивалентного объема газов необходимо знать число эквивалентов в одном моле газа. Напр-р, для водорода что в два раза меньше массы 1 моля, след-но, объем эквивалента водорода в два раза меньше объема 1 моля, т.е.
 Аналогично:

$$Э_{H_2} = 1 \text{ г / моль},$$

$$V_{Э(H_2)} = \frac{22,4 \text{ л}}{2} = 11,2$$

$$Э_{\frac{1}{4}O_2} = \frac{1}{4} M_{O_2} = 32 : 4 = 8 \text{ г/моль}, \quad V_{\frac{1}{4}O_2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

**Эквивалентная масса
элемента:**

$$\mathcal{E} = \frac{M}{V},$$

где M – молярная масса атомов, *г/моль*;
 V – валентность.

Например: $M_{\text{Ca}} = 40$ г/моль; $V = 2$;
 $\mathcal{E}_{\text{Ca}} = 40 / 2 = 20$ г/моль;
 $\mathcal{E}(\text{Ca}) = \frac{1}{2}$ моля атомов Ca = $\frac{1}{2} M$ Ca.

Элемент, проявляющий в соединениях переменную валентность, имеет несколько значений эквивалентов.

Пример.

В соединении **CuO**:

$$Э_{\text{Cu}} = 64 / 2 = 32 \text{ г / моль} \quad \text{и} \quad Э(\text{Cu}) = 1/2 \text{ М Cu}$$

В соединении **Cu₂O**:

$$Э_{\text{Cu}} = 64 / 1 = 64 \text{ г / моль} \quad \text{и} \quad Э(\text{Cu}) = 1 \text{ М Cu}$$

Эквивалентная масса оксида:

$$\mathcal{E} = \frac{M}{\nu},$$

где M – молярная масса оксида, *г/моль*;

ν – валентность элемента;

n – число атомов элемента в оксиде.

$$\mathcal{E}_{\text{окс}} = \mathcal{E}_{\text{эл}} + 8$$

$\mathcal{E}_{\text{окс}}$, $\mathcal{E}_{\text{эл}}$ – эквивалентные массы оксида и
элемента, *г/моль*

8 – эквивалентная масса кислорода, *г/моль*

Пример.

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{V_{\text{Al}} n_{\text{Al}}} = \frac{102}{3 \cdot 2} = 17 \text{ Г / МОЛЬ};$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \mathcal{E}_{\text{Al}} + 8 = \frac{27}{3} + 8 = 17 \text{ Г / МОЛЬ}$$

Эквивалентные массы сложных веществ (кислот, оснований, солей)

$$\mathcal{E}_{\text{кисл}} = \frac{M_{\text{кисл}}}{\mathbf{V}_{\text{H}^+}}, \quad \mathcal{E}_{\text{осн}} = \frac{M_{\text{осн}}}{n_{\text{OH}^-}}, \quad \mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n_{\text{Me}} \cdot \text{Me}},$$

где $M_{\text{кисл}}$, $M_{\text{осн}}$, $M_{\text{соли}}$ – молярные массы соответственно кислоты, основания, соли, *г/моль*;

n_{H^+} , n_{OH^-} – число ионов водорода (гидроксильных групп), вступивших в реакцию;

$n_{\text{ме}}$ – число атомов металла в молекуле соли;

$\mathbf{V}_{\text{ме}}$ – валентность металла.

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \mathcal{E}_{\text{H}^+} + \mathcal{E}_{\text{кисл. остатка}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \mathcal{E}_{\text{Me}} + \mathcal{E}_{\text{OH}^-}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \mathcal{E}_{\text{Me}} + \mathcal{E}_{\text{кисл. остатка}}$$

Эквивалентная масса кислотного остатка рассчитывается делением молярной массы на его заряд.

Примеры:

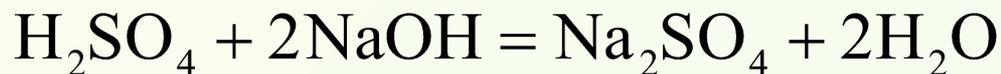
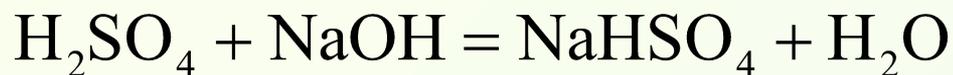
$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{n_{\text{OH}^-}} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{B_{\text{Al}} \cdot n_{\text{Al}}} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль}$$

!!! Эквиваленты сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию обмена они вступают.

Пример. Рассчитайте эквивалентную массу серной кислоты в указанных реакциях:



В *первой* реакции участвует один ион водорода серной кислоты, поэтому

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль.}$$

Во *второй* реакции участвуют оба иона водорода серной кислоты, поэтому

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Массы веществ m_1 , m_2 , реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны их эквивалентным массам \mathfrak{E}_1 , \mathfrak{E}_2 :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathfrak{E}_1}{\mathfrak{E}_2}.$$

Если одно или оба вещества находятся в газообразном состоянии, закон эквивалентов записывается в виде:

$$\frac{m_1}{V_{\mathfrak{E}_1}} = \frac{\mathfrak{E}_1}{V_{\mathfrak{E}_2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\mathfrak{E}_1}}{V_{\mathfrak{E}_2}},$$

V_1 , V_2 – объемы взаимодействующих газообразных веществ при н.у.;

$V_{\mathfrak{E}_1}$, $V_{\mathfrak{E}_2}$ – эквивалентные объемы газообразных веществ при н.у.

Число моль эквивалентов $n_{\text{Э}}$ вещества равно:

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{\text{Э}}, \quad n_{\text{Э}} = \frac{V}{V_{\text{Э}}}$$

Учитывая определение $n_{\text{Э}}$, закон эквивалентов можно записать в виде:

$$\frac{m_1}{\text{Э}_1} = \frac{m_2}{\text{Э}_2}, \quad \frac{m_1}{\text{Э}_1} = \frac{V_2}{V_2}, \quad \frac{V_1}{V_{\text{Э}_1}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}_2}},$$

или $n_{\text{Э}_1} = n_{\text{Э}_2}$.

Закон эквивалентов можно сформулировать следующим образом:

Число моль эквивалентов всех участвующих в данной реакции веществ одинаково.

Примеры:

1. При взаимодействии 11,17 г железа с кислородом образовалось 15,97 г оксида. Определить формулу образовавшегося оксида железа.

$$\frac{m(\text{Fe})}{\text{Э}_{\text{Fe}}} = \frac{m(\text{O}_2)}{\text{Э}_{\text{O}_2}}$$

2. Мышьяк образует два оксида – с массовой долей мышьяка 65,2 % и 75,7 %. Определите эквивалентную массу и валентность мышьяка в оксидах и напишите формулы оксидов.

$$\frac{m_{\text{As}}}{\text{Э}_{\text{As}}} = \frac{m_{\text{O}_2}}{\text{Э}_{\text{O}_2}}$$