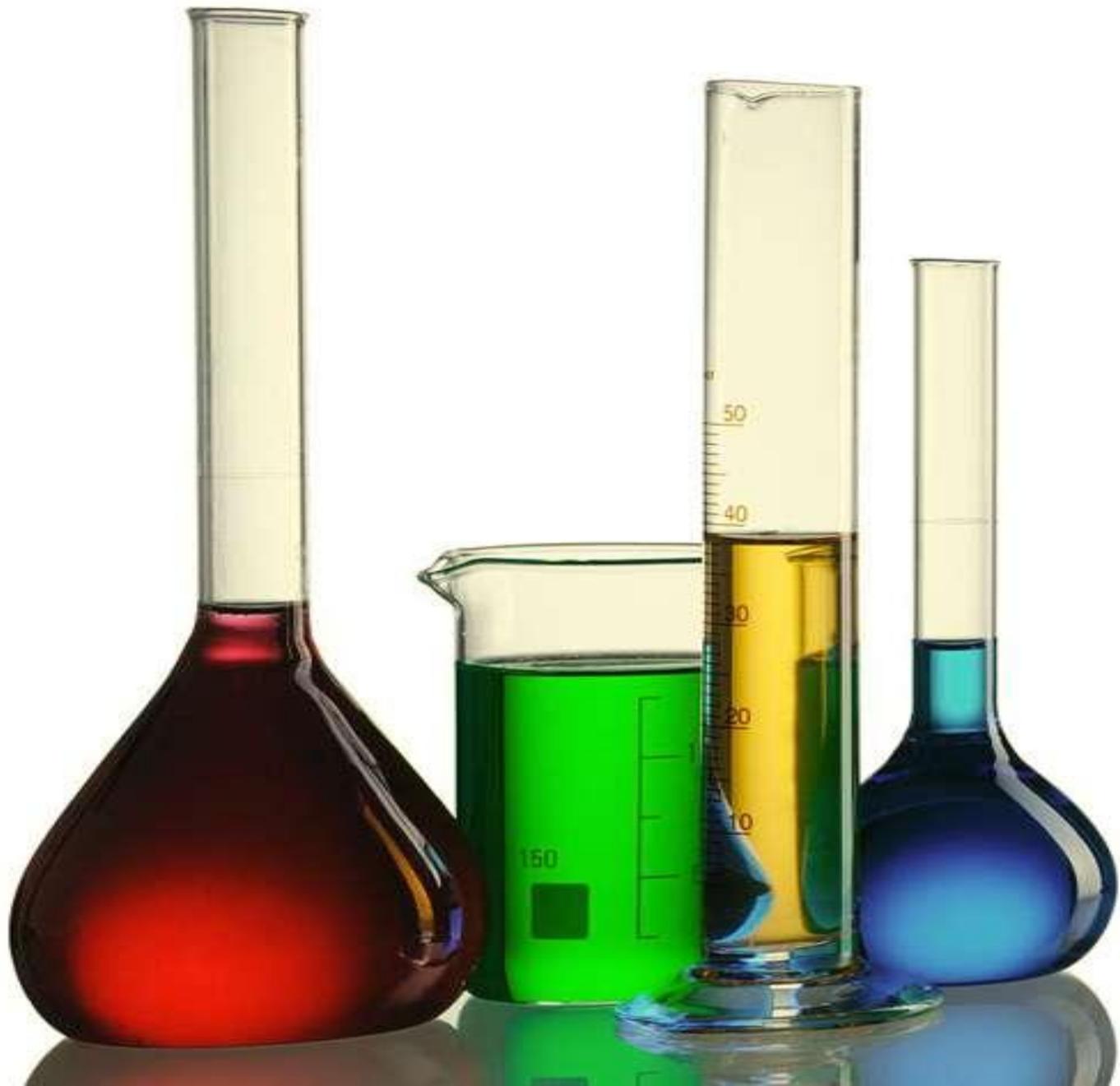


ХИМИЯ

• ЛЕКЦИЯ N 1

- Глинка Н.Л. Общая химия. – М., КНОРУС, 2009.
- Коровин Н.В. Общая химия. – М., ВШ, 2006.
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М. Интеграл-пресс, 2007.



Тема: Основные законы и понятия химии

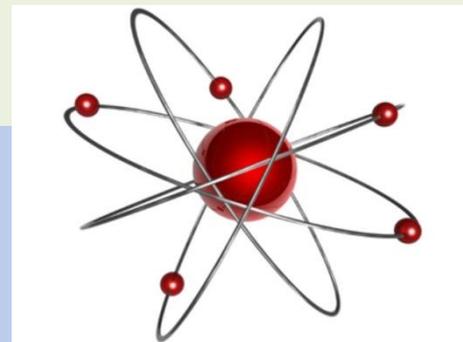
- **1. Роль химии в познании окружающего мира.**
- **2. Законы: сохранения массы и энергии, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов, Авогадро.**
- **3. Применение основных законов химии для расчетов по формулам веществ и уравнениям химических реакций.**

1. Роль химии в познании окружающего мира

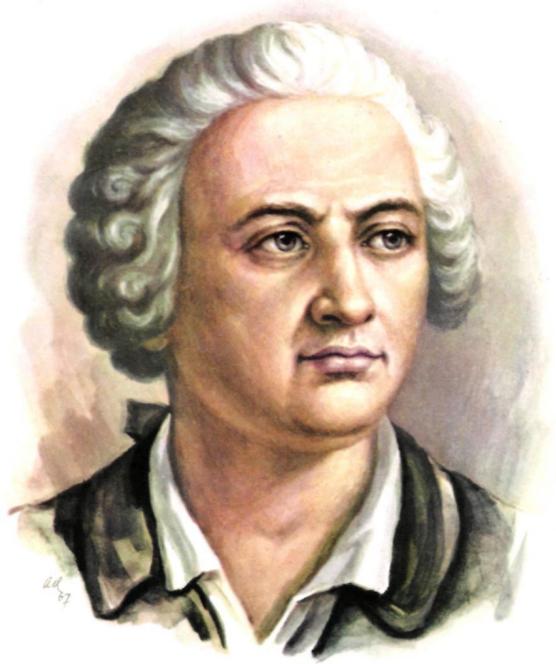
Важнейшим разделом современного естествознания является **Химия** - наука о веществах и их превращениях.

Главная задача химии - описание свойств веществ, благодаря которым становится возможным в результате химической реакции превращение одних веществ в другие.

Химические превращения связаны с взаимодействием **атомов** - это система взаимодействующих элементарных частиц. **Атом состоит из ядра и электронов.**



М. В. Ломоносов развил **атомно-молекулярное учение**, возникшее еще в Древней Греции. Всякое вещество состоит из отдельных очень малых частиц (**принцип дискретности**). Частицы одного вещества одинаковы, а разных веществ - различны.



Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Она состоит из **атомов** (это наименьшая частица элемента с определенными химическими свойствами).

- Химические соединения делятся на **простые** (состоят из атомов одного элемента) и **сложные** (состоят из атомов разных элементов).
- В химии пользуются относительными атомными и молекулярными массами, выраженными через атомные единицы массы (**а.е.м.**).
- **1 а.е.м.** - это 1/12 часть массы атома углерода C^{12} , равная $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг.

Масса 1 атома углерода $1,66 \cdot 10^{-27} * 12 = 19,92 \cdot 10^{-24}$
г

• Такой маленькой величиной пользоваться неудобно, поэтому **количество вещества** измеряется в **молях**.

Моль - количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) структурных единиц (молекул или атомов). Масса 1 моля атомов углерода:
 $19,92 \cdot 10^{-24} * 6,02 \cdot 10^{23} = 11,99 \sim 12$ г.

Эта молярная масса 1 моля совпадает с **относительной молекулярной массой C^{12}** в таблице Менделеева.

2. Законы: сохранения массы и энергии, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов, Авогадро
(Основные химические законы).

1 Закон сохранения массы, М. В. Ломоносов:

- Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в ходе реакции. Закон подтвержден путем обжига металлов в запаянных ампулах (свойства атомов меняются, а масса нет). Этот закон был установлен также Лавуазье. Атомы не возникают из ничего и нигде не исчезают.**

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}\uparrow$ - из 2-х молей газов образуется
2 моля HCl .

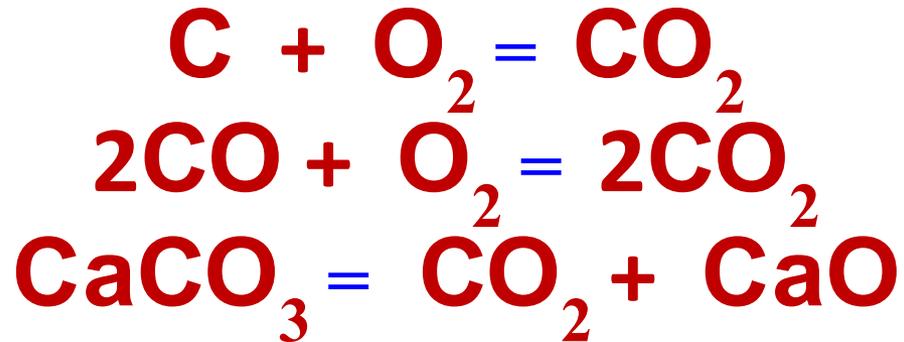
② Закон сохранения энергии:

- Энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а отдельные ее виды взаимно превращаются друг в друга в эквивалентных количествах.

③ Закон постоянства состава:

- Каждое химически чистое соединение независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

Так, CO_2 можно получить по любой из следующих реакций:



В химически чистом CO_2 всегда содержится 27,29% **C** и 72,71% **O**.

④ Закон кратных отношений:

- При образовании химических соединений весовые количества веществ соотносятся между собой как простые целые числа.

Одинаковые элементы могут образовать разные соединения. В CO и CO_2 отношения $\text{C}:\text{O}$ выражаются как 1:1 и 1:2.

5 Закон Авогадро:

- В равных объемах разных газов при одинаковых внешних условиях содержится одинаковое число молекул.

Следовательно, 1 моль любого газа при нормальных условиях (760 мм рт. ст. или 10^5 Па) занимает объем 22,4 л. Для перевода объема газа к нормальным условиям пользуются объединенным законом Гей-Люссака и Бойля – Мариотта:

$$(P_0 \cdot V_0) / T_0 = (P \cdot V) / T \rightarrow V_0 = P \cdot V \cdot T_0 / P_0 \cdot T,$$

$$T_0 = 273 \text{ К.}$$

6 Закон эквивалентов:

- **Химические элементы соединяются между собой в строго определенных весовых соотношениях (эквивалентах).**

Современные формулировки:

- 1) **Вещества вступают в химические реакции в количествах, пропорциональных их эквивалентам («равноценный»)**

$v(A) / v(B) = \mathcal{E}(A) / \mathcal{E}(B)$, где **$v(A)$, $v(B)$** - количества веществ А и В (моль); **$\mathcal{E}(A)$, $\mathcal{E}(B)$** - их эквиваленты.

$v(A) = m(A) / M(A)$ - число молей.

- 2) Массы реагирующих веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов:

$m(A) / m(B) = M_{\text{э}}(A) / M_{\text{э}}(B)$, где $m(A)$, $m(B)$ - масса веществ (г); $M_{\text{э}}(A)$, $M_{\text{э}}(B)$ - молярные массы эквивалентов.

Если реагируют **газообразные** вещества, вместо m и $M_{\text{э}}$ используют объем V и эквивалентный объем $V_{\text{э}}$. Так, для газообразного вещества **B** берется объем:

$m(A) / V(B) = M_{\text{э}}(A) / V_{\text{э}}(B)$

Химический эквивалент элемента $\mathcal{E}(x)$ - количество атомов, которое полностью соединяется с 1 молекул атомов **водорода** или замещает такое же количество водорода в химических реакциях.

Химическая активность элементов сравнивается с химической активностью водорода. Единицы измерения эквивалента - моли. $\mathcal{E}(\text{H}) = 1 \text{ моль}$.

Пример. HCl H_2S NH_3 CH_4
 $\mathcal{E}(\text{Cl}) = 1$ $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2$ $\mathcal{E}(\text{N}) = 1/3$ $\mathcal{E}(\text{C}) = 1/4$

Введено понятие фактор **эквивалентности** элемента **f** - безразмерная величина, формально показывающая, какая часть атома элемента **X** равноценна по химическому взаимодействию с 1 атомом H.

В общем виде $\mathcal{E}(x) = f(x) \cdot \mathcal{E}(H) = (1/z) \cdot \mathcal{E}(H)$, моль

или $\mathcal{E}(x) = 1/z$, моль; эквивалент - величина, обратная валентности (валентность - число связей атома с другими атомами).

При сравнении с кислородом $\mathcal{E}(x) = f(x) \cdot \mathcal{E}(O)$;

$\mathcal{E}(O) = 1/2$ моль (заряд $O = 2$).

Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) элемента X $M_{\mathcal{E}}(x)$ в веществе - это масса 1 химического эквивалента элемента X :

$M_{\mathcal{E}}(x) = f(x) \cdot M(x) = 1/z \cdot M(x)$, г/моль

<u>Пример.</u>	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Э(N), моль	1	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{3}$	$\frac{1}{4}$	$\frac{1}{5}$
Мэ(N), г/моль	14	$14/2 = 7$	$14/3 = 4,7$	$14/4 = 3,5$	$14/5 = 2,8$

В разных соединениях эквиваленты меняются.

Аналогично

- в молекуле H_2 **$\underline{\text{Мэ(H)}} = \text{M(H)}/1 = 1$ г/моль**
- в молекуле O_2 **$\underline{\text{Мэ(O)}} = \text{M(O)}/2 = 16/2 = 8$ г/моль**
- в молекуле Al_2O_3 **$\underline{\text{Мэ(Al)}} = \text{M(Al)}/3 = 27/3 = 9$ г/моль**

Вещества делятся на простые и сложные

1) Для простого вещества **x** (O_2, Cl_2) $f = 1/z \cdot n$,
 $f(x_n) = 1/z \cdot n$, где **z** - валентность атома,
n - число атомов в молекуле.

$$\underline{\underline{Э(x_n) = f(x_n) \cdot Э(H) = 1/z \cdot n}}$$

$$\underline{\underline{MЭ(x_n) = f(x_n) \cdot M(x_n) = M((x_n)/z \cdot n}}}$$

Для простых веществ молярные массы эквивалента и элемента совпадают, численно
 $MЭ(x) = MЭ(x_n)$.

Для O_2 $MЭ(O) = M(O)/z = 16/2 = 8$ г/моль

$MЭ(O_2) = M(O_2)/z \cdot n = 32/2 \cdot 2 = 8$ г/моль

Эквивалентный объем - объем 1 эквивалента газообразного вещества при нормальных условиях:

$$\underline{V_{\text{Э}}(x_n)} = f(x_n) \cdot V_M = \underline{V_M / z \cdot n} = 22,4 / z \cdot n, \text{ л/моль}$$

Пример.

$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 22,4 / 1 \cdot 2 = 11,2 \text{ л/моль}$$

$$V_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 22,4 / 2 \cdot 2 = 5,6 \text{ л/моль}$$

2) Для **сложного** вещества используется понятие «**функциональная группа**».

Химический эквивалент сложного вещества - количество атомов, которое без остатка взаимодействует с 1 эквивалентом H_2 или другого вещества (не все вещества взаимодействуют с H_2).

$f(\text{в-ва}) = 1/z \cdot n$, где z - валентность (заряд)
функциональной группы; n - число
функциональных групп.

- Для сложного вещества эквивалент вычисляется по формуле:

$$\underline{\text{Э(в-ва)}} = f(\text{в-ва}) \cdot \text{Э(Н)} = \text{Э(Н)} / z \cdot n = \underline{1/z \cdot n}$$

$$\underline{\text{МЭ(в-ва)}} = f(\text{в-ва}) \cdot \text{М(в-ва)} = \underline{\text{М((в-ва))} / z \cdot n}$$

- Кислоты НаВ , функциональная группа H^+ ,
 $z = 1, n = a$

$$\text{Э к-ты} = 1/a; \text{МЭ к-ты} = \text{М к-ты} / a$$

Для HCl $\text{Э(HCl)} = 1$ моль; $\text{МЭ(HCl)} = \text{М(HCl)} / 1 =$
 $36,5$ г/ моль.

Для H_3PO_4 $\text{Э(H}_3\text{PO}_4) = 1/3$; $\text{МЭ(H}_3\text{PO}_4) = 98/3$

2. Основания $A(OH)_v$, функциональная группа OH^- ,
 $z = 1, n = v.$

$$\text{Э осн} = 1/v; \text{Мэ осн} = \text{М осн}/v.$$

• **Пример. $NaOH$:** $\text{Э}(NaOH) = 1$ моль; $\text{Мэ}(NaOH) =$
 $\text{М}(NaOH)/1 = 40$ г/ моль.

$Al(OH)_3$: $\text{Э}(Al(OH)_3) = 1/3$ моль; $\text{Мэ}(Al(OH)_3) =$
 $\text{М}(Al(OH)_3)/3 = 78/3 = 26$ г/ моль.

3. Соли A_aB_b , функциональная группа ион A^{B+} ,
 $z = v, n = a.$

$$\text{Э сол} = 1/a \cdot v; \text{Мэ сол} = \text{М сол}/a \cdot v.$$

$$\text{Э}(NaCl) = 1 \text{ моль}$$

4. Оксиды AaO_b , функциональная группа (по аналогии с солями) ион металла A^{B+} ,
 $z = b, n = a$.

$Э_{\text{окс}} = 1/a \cdot b$; $M_{\text{э окс}} = M_{\text{окс}}/a \cdot b$.

Пример. N_2O_5 : $Э(N_2O_5) = 1/5 \cdot 2 = 1/10$ моль
 $M_{\text{э}}(N_2O_5) = M(N_2O_5)/5 \cdot 2 = 108/10 = 10,8$ г/ моль.

3. Применение основных законов химии для расчетов по формулам веществ и уравнениям химических реакций.

- Оксид 2-валентного металла MeO содержит 80,34 г металла и 19,66 г кислорода. Определить эквивалентную массу Me и его название.



• Дано:

$$m(\text{Me}) = 80,34 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = 19,66 \text{ г}$$

$$\underline{z = 2}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = ?$$

$$\underline{M(\text{Me}) = ?}$$

Используем закон эквивалентов:

$$m(\text{Me}) / m(\text{O}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) / M_{\text{э}}(\text{O}),$$

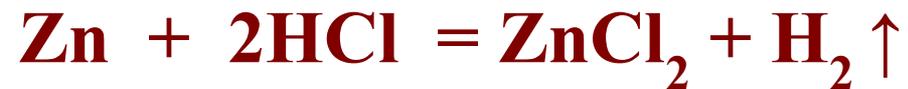
$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = m(\text{Me}) \cdot M_{\text{э}}(\text{O}) / m(\text{O}) = 80,34 \cdot 8 / 19,66 =$$

$$= 32,69 \text{ г/ моль.}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = M(\text{Me}) / z \rightarrow M(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) \cdot z = 32,69 \cdot 2 = 65,4 \text{ г.}$$

Металл находится во 2-ой группе, это Zn.

- 2) Экспериментальный метод определения химического эквивалента вещества - метод вытеснения водорода (если металл растворяется в кислоте или щелочи с выделением H_2).



$$m(\text{Zn}) = 4,97 \text{ г}; M_{\text{э}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2) = 0,152 \text{ г}; M_{\text{э}}(\text{Zn}) = ?$$

$$\underline{m(\text{Zn}) / m(\text{H}_2) = M_{\text{э}}(\text{Zn}) / M_{\text{э}}(\text{H}_2)},$$

- $M_{\text{э}}(\text{Zn}) = m(\text{Zn}) \cdot M_{\text{э}}(\text{H}_2) / m(\text{H}_2) =$
 $= 4,97 \cdot 1 / 0,152 = 32,69 \text{ г/ моль}$
 $Z = M(\text{Zn}) / M_{\text{э}}(\text{Zn}) = 65,38 / 32,69 = 2$
 $\text{Э}(\text{Zn}) = \text{Э}(\text{H}) / z = 1/2 \text{ моль}$

ДЗ

- **Основные классы соединений**
- **Основные законы химии**
- **Химические Эквиваленты веществ**