

# Лекция

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

# Предмет химии

- **Химия** – одна из наук, изучающих природу и различные виды движущейся материи. Химия изучает состав, строение и свойства веществ, их превращения и те явления, которыми сопровождаются эти превращения.
- Физическими формами существования материи являются **вещество и поле**.

- *Веществом* называют материальные образования, состоящие из частиц, имеющих собственную массу (*массу покоя*). В порядке усложнения организации материи такими частицами являются:  
элементарные частицы — ядра атомов — атомы — молекулы и др. Масса является одной из важнейших характеристик вещества.
- *Поле* (например, гравитационное, электромагнитное) представляет собой материальную среду, посредством которой частицы взаимодействуют между собой.

# Основные понятия и определения

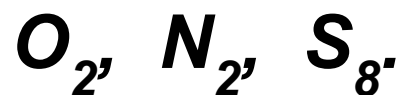
- *Химия* — наука о веществах, их свойствах и взаимных превращениях, связанных с изменением количественного и качественного состава, а также строения молекул.

# Атомно-молекулярное учение

- 1) *Вещества состоят из молекул;* 2) *Молекулы состоят из атомов;*  
3) *Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, а молекулы сложных — из различных;* 4) *Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении, которое определяет тепловое состояние тел.*

***Простыми*** веществами называются вещества, состоящие из атомов одного химического элемента.

Например:



***Сложными*** веществами называются вещества, состоящие из атомов различных химических элементов.

Например:



# Атомы и молекулы

- **Атом** – электронейтральная микросистема взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из положительно заряженного ядра (образованного нуклонами: протонами и нейтронами) и электронов, имеющих отрицательный заряд. Вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра (т.е. одинаковое число протонов), называется **химическим элементом**. Химическим способом вещество не может быть разложено на частицы более мелкие, чем атом. Поэтому рассматривается как наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

- ***Молекула*** – наименьшая электронейтральная частица вещества, которая может существовать самостоятельно, сохраняя его основные химические свойства. Химические свойства молекулы зависят от ее качественного и количественного состава, а также строения — взаимного расположения атомов.



# ИЗОТОПЫ

- **Изотопы** - атомы одного и того же химического элемента, имеющие **одинаковое число протонов**, т.е. один и тот же заряд ядра ( $Z$ ), но **отличающиеся числом нейтронов**, а следовательно, и значением массовых чисел ( $A$ ).
- Протий ( ${}^1_1\text{H}$ ), дейтерий (D, или  ${}^2_1\text{H}$ ) и тритий (T, или  ${}^3_1\text{H}$ )

# Изобары

- **Атомы различных химических элементов, отличающиеся величиной заряда ядра ( $Z$ ), но характеризующиеся одинаковым значением массового числа ( $A$ ), называются **изобарами**.**
- Например: атомы аргона, калия и кальция с одинаковым массовым числом 40 являются изобарами:
- Ar, K, Ca.

# Аллотропия

- *Явление, при котором один и тот же элемент может образовать несколько простых веществ, называется **аллотропией**, а образуемые при этом простые вещества – аллотропными модификациями.*

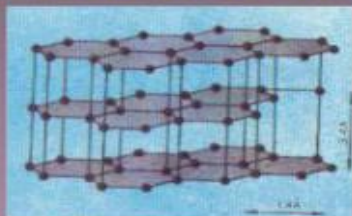
# Аллотропия

Явление аллотропии вызывается двумя причинами:

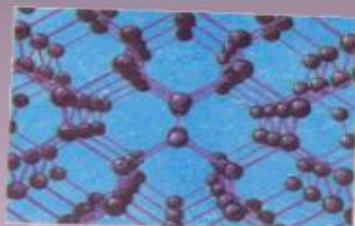
различным числом атомов в молекуле, например, **кислород  $O_2$  и озон  $O_3$** ,

различным строением кристаллической решетки и образованием различных кристаллических форм, например, **алмаз, графит, фуллерен.**

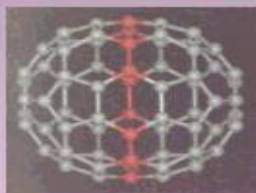
# МНОГОЛИКИЙ УГЛЕРОД



КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ  
РЕШЕТКА ГРАФИТА



КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ  
РЕШЕТКА АЛМАЗА



ФУЛЕРЕН  $C_{60}$ ,  $C_{70}$

ЭТО РАЗЛИЧНЫЕ МОДИФИКАЦИИ УГЛЕРОДА

СТРУКТУРА КРИСТАЛЛА ОПРЕДЕЛЯЕТ  
СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВА

# Относительная атомная масса

Абсолютные величины масс атомов и молекул очень малы (порядок величин от  $10^{-27}$  до  $10^{-25}$  кг) и потому крайне неудобны для проведения количественных расчетов.

Для выражения массы атомов и молекул используется специальная единица измерения — **относительная атомная единица массы** (сокращенно — *а.е.м.*).

В настоящее время по своей величине 1 а.е.м. принята равной  $1/12$  части от массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ :

$$1 \text{ а.е.м.} = m_{\text{0,C}} / 12 = 1,9952 \times 10^{-26} / 12 \text{ кг} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ кг}$$

# Относительная атомная масса

**Относительной атомной** массой  $A_r$  химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома элемента к величине 1 а.е.м.

$A_r$  — безразмерная величина. Значения атомных масс приведены в Периодической системе элементов Д.И.Менделеева



## **Относительная атомная масса**

показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше  $1/12$  части массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ , т. е. атомной единицы массы.

**Молекулярная масса (относительная молекулярная масса)** показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $1/12$  части массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

# Относительная молекулярная масса

- **Относительной молекулярной** массой  $M_r$  вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы вещества к величине массы 1 а.е.м.

- Величину относительной молекулярной массы определяют, суммируя относительные атомные массы всех элементов, атомы которых входят в состав молекулы данного соединения:

$$M_r = \sum_i (A_{r,i} \cdot x_i)$$

где  $x_i$  — число атомов  $i$ -го элемента в молекуле.

$M_r$  — безразмерная величина.

# Моль — единица количества вещества

- Количества, в которых вещества вступают в химические реакции, выражают либо в единицах массы, либо в единицах **количества вещества**. В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принята единица, называемая — **МОЛЬ**. Количество вещества, выраженное в молях, условно обозначается греческой буквой —  **$\nu$** .

# Моль — единица количества вещества

- **Моль** — это количество вещества, в котором содержится столько атомов, молекул, ионов, электронов или любых других реально существующих или условных структурных единиц вещества, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

# Число Авогадро

$$N_A = 12 \text{ г} / 1,9952 \times 10^{-23} \text{ г} = 6,02 \times 10^{23} \text{ 1/моль}$$

Для расчета количества вещества (в молях) нужно подсчитать число структурных единиц (реально существующих — атомов, молекул, ионов, или условных — химических эквивалентов) и затем поделить его на постоянную Авогадро:

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

# Молярная масса

Масса 1 моль вещества называется его **молярной массой**, обозначается  $M$  и равна отношению

$$M = \frac{m}{\nu}$$

где  $m$  — масса вещества, а  $\nu$  — количество вещества.

Величина молярной массы, выраженная в **г/моль**, **численно** совпадает с величиной относительной молекулярной массы вещества, состоящего из молекул вида А:

$$M(A) \equiv M_r(A)$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$

# Основные стехиометрические законы

Название закона	Формулировка закона	Дополнения и примечания к закону. Следствия и исключения из закона	Кто открыл закон ? Когда ? Где ?
<b>Закон сохранения массы веществ</b>	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции	Для высокоэнергетических процессов не выполняется, т.к. масса и энергия взаимосвязаны соотношением Эйнштейна $E = m \cdot C^2$	М.В. Ломоносов, 1748г., Россия, А.Лавуазье 1772— 1777гг. Франция
<b>Закон постоянства состава</b>	Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный количественный и качественный состав	Существуют соединения переменного состава: "нестехиометрические соединения" – бертоллиды	Ж.Л.Пруст 1799— 1808гг Франция



**Закон  
Авогадро**

В равных объемах различных газов, находящихся при одинаковых условиях (Т и Р), содержится одинаковое число молекул

**Следствие 1:**

Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем ( $V_m$ ).

$V_m = 22.4$  л/моль при н.у.  
 $T = 273$  К,  $P = 101325$  Па

**Следствие 2:**

Отношение масс равных объемов (при одинаковых условиях) различных газов равно отношению их молекулярных (молярных) масс:

при  $V_1 = V_2$   
 $m_1/m_2 = M_1/M_2 = D_2$

Авогадро  
1811 г.  
Италия

## **Закон Авогадро**

### **Следствие 3:**

Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна

$$M = 2 \cdot D_{\text{H}_2} = 29 \cdot D_{\text{возд}}$$

**Закон Дальтона** ( закон парциальных давлений) :  
давление смеси газов, не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.

- $P = \sum P_i$

**Закон кратных отношений**

Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

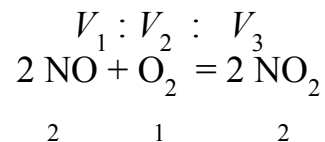
Например, в NO и NO<sub>2</sub> на 1 масс. часть N приходится 1,14 и 2,28 массовых частей кислорода, отношение которых равно 1 : 2.

Отклонения от закона наблюдаются у ионных кристаллических структур

Д. Дальтон,  
1803 г., Англия

**Закон объемных отношений (2-й закон Гей-Люссака)**

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам получающихся газообразных продуктов как простые целые числа



Ж.Гей-Люссак,  
1805г.,  
Франция

**Закон  
эквивален-  
тов**

Массы  
взаимодействи-  
ющих веществ  
пропорцио-  
нальны их  
эквивалентным  
массам

$$m_1 : m_2 = M_{\text{э}1} : M_{\text{э}2}$$

**Рихтер,  
1793г.,  
Германия**

# Закон эквивалентов

- Из закона постоянства состава следует, что элементы соединяются друг с другом в **строго определенных количественных отношениях**.
- Поэтому в химию были введены понятия **эквивалента и эквивалентной массы**. Еще Дальтон ввел в науку понятие о соединительных весах элементов, впоследствии названных эквивалентами.

# Закон эквивалентов

- Закон эквивалентных отношений сформулирован Рихтером в 1793 г.
- **Эквивалентом элемента** называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов H или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

- В соединениях  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$  эквивалент хлора, серы, азота, углерода равен соответственно 1 моль,  $1/2$  моль,  $1/3$  моль,  $1/4$  моль. Масса одного эквивалента элемента называется **эквивалентной массой** ( $M_3$ ) и в приведенных примерах будет равна соответственно  $\text{Cl}$  — 35,45 г/моль;  $\text{S}$  — 16 г/моль;  $\text{N}$  — 4,67 г/моль;  $\text{C}$  — 3 г/моль.

В общем случае для определения эквивалента элемента можно использовать уравнения:

$$m_{\text{э элем.}} = A_r / V (Z)$$



$$m_{\text{э Al}} = 27/3 = 9 \text{ г/моль}$$

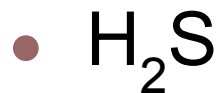
**Химический эквивалент** – часть моля, приходящаяся на единицу заряда.



- Эквивалент и эквивалентная масса элементов величина не постоянная. Она зависит от валентности ( заряда ).



- $\mathcal{E}_S = 1/4$  моль  $m_{\mathcal{E}S} = 32/4 = 8$  г/моль



- $\mathcal{E}_S = 1/2$  моль  $m_{\mathcal{E}S} = 32/2 = 16$  г/моль

- Эквиваленты и эквивалентные массы сложных химических соединений могут быть определены по следующим эмпирическим уравнениям:

$$m_{\text{э оксида}} = \text{Молярн. масса} / \text{число ат.эл.} \cdot \text{заряд.эл.}$$

$$m_{\text{э к-ты}} = \text{Мол. масса} / \text{основность (число замещ. } H^+ \text{)}$$

$$m_{\text{э осн.}} = \text{Мол. масса} / \text{кислотность (число замещ. } OH^- \text{)}$$

$$m_{\text{э соли}} = \text{Мол. масса соли} / \text{число ат. Ме} \cdot \text{заряд. Ме} \\ / \text{число кат.} \times \text{заряд кат.} \\ / \text{число ан.} \times \text{заряд ан.}$$

Вещества вступают в химические реакции в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

$$m_1 / m_2 = \mathfrak{E}_1 / \mathfrak{E}_2$$

или удобнее пользоваться другой формулировкой:

Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\mathfrak{E}1}}{M_{\mathfrak{E}2}} \qquad \frac{m_1}{M_1^{\mathfrak{e}}} = \frac{m_2}{M_2^{\mathfrak{e}}}$$

$$V_1^{\mathfrak{e}} = V_2^{\mathfrak{e}}$$

- Эквивалентная масса сложного вещества складывается из суммы эквивалентных масс простых веществ.
- $m_{\text{э оксида}}$  = экв. массы кислорода (8 г/моль ) + экв. массы элемента, входящего в его состав.
- $m_{\text{э кислоты}}$  = экв. масса Н ( 1 г/моль ) + экв. масса кислотного остатка.

- $m_{\text{э осн.}}$  = экв. масса Me + экв. масса гидроксильн. группы ( 17 г/моль )
- $m_{\text{э соли}}$  = экв. Масса Me + экв. масса кислотного остатка.
- Эквивалент сложного вещества не является величиной постоянной, а зависит от химической реакции, в которой принимает участие данное химическое соединение.

- ***Химический эквивалент*** –это реальная или условная частица, равноценная одному атому водорода в реакциях кислотно-основного взаимодействия или одному электрону в окислительно- восстановительных реакциях.

# Идеальный газ. Уравнение состояния идеального газа

В основе модели идеального газа лежат следующие допущения: взаимодействие между частицами газа, а также их размеры по сравнению с межчастичными расстояниями пренебрежимо малы. *Термином "идеальный газ" обозначается газ, свойства которого описываются законами идеальных газов.*

# Идеальный газ. Уравнение состояния идеального газа

Для идеального газа параметры состояния связаны уравнением **Клапейрона — Менделеева**:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T = \nu \cdot R \cdot T$$

где  $m$  и  $M$  — масса и молярная массы газа,  $P$  — давление,  $T$  — температура,  $V$  — объем газа,  $R = 8.31$  Дж/(моль · К) — универсальная газовая постоянная,  $\nu$  — количество вещества. Это уравнение объединяет несколько газовых законов, а именно: закон Авогадро, закон Бойля—Мариотта, закон Гей-Люссака и закон Шарля.



При давлении 101325 Па (760 мм.рт.ст.) и температуре 273,15 К для идеального газа молярный объем равен:

$$V_m = \frac{V}{\nu} = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 273,15 \text{ К}}{101325 \text{ Па}} \approx 0,0224 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{Па}} = 0,0224 \frac{\text{м}^3}{\text{моль}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

В соответствии с 1-м следствием из закона Авогадро, если объем газа в заданных условиях известен, то количество вещества газа  $A$  можно определить из соотношения

$$\nu(A) = \frac{V(A_{\text{газ}})}{V_m}$$

Если в реакциях принимают участие газообразные вещества, то пользуются понятием об **эквивалентном объеме**, т.е. объеме, который занимает при данных условиях один эквивалент газообразного вещества.

Например:

при нормальных условиях экв. объем  $H_2$  равен **11,2 л**,

Расчет: Мол. объем 22,4л. — 2г.

11,2л. — 1г.

Кислорода — **5,6 л**.

Расчет: Мол. объем 22,4л. — 32г.

5,6л. — 8г.

Закон эквивалентных отношений применим и к объемам, т.е. вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам, эквивалентным массам или эквивалентным объемам.

$$m_1 / m_2 = V_{\text{э}1} / V_{\text{э}2}$$

$$m_1 / M_{\text{э}1} = V_2 / V_{\text{э}2}$$