

# Лекция №1

## Тема: Основные понятия и законы химии

### Основные понятия

**Химия** – наука о веществах, их составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

Вещество и превращения – основополагающие понятия химии.

**Вещество** – каждый отдельный вид материи, обладающий при данных условиях определенными физическими свойствами. Например, воду, железо, известь, соду в химии называют веществами. Каждое вещество обладает определенными физическими и химическими свойствами.

Важнейшие **физические свойства**:

1. Агрегатное состояние.
2. Плотность.
3. Растворимость.
4. Температуры кипения и плавления.
5. Цвет, вкус, запах и т.д.

Способность вещества участвовать в тех или иных химических реакциях называется **химическим свойством** данного вещества.

**Химические реакции** – превращение одних веществ в другие.

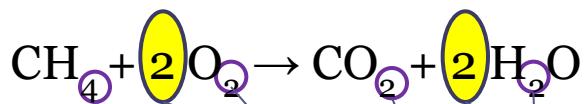
😊 *Чем отличаются химические явления от физических?*

В результате физических явлений не образуются новые вещества.

Пример химического явления – горение природного газа (в результате химической реакции из органического вещества - метана образовались углекислый газ и вода).

Химические реакции записываются в виде **химических уравнений**.

Например, горение метана можно выразить следующим образом:



Вещества, записанные слева, называются **реактентами** или **исходными веществами**, вещества, записанные справа – **продуктами реакции**.

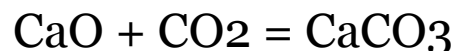
Важно, чтобы число одних и тех же элементов справа и слева было одинаковым. Для этого нужно расставить **стехиометрические коэффициенты** (!**Индексы** показывают, сколько атомов данного элемента входит в состав соединения).



Химические реакции изображают с помощью химических уравнений.

Принято выделять следующие **типы химических реакций**:

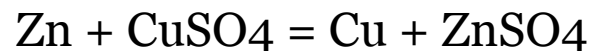
1. Реакции соединения:  **$A + B = AB$**



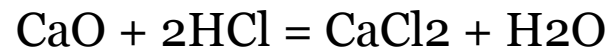
2. Реакции разложения:  **$AB = A + B$**



3. Реакции замещения:  **$AB + C = AC + B$**

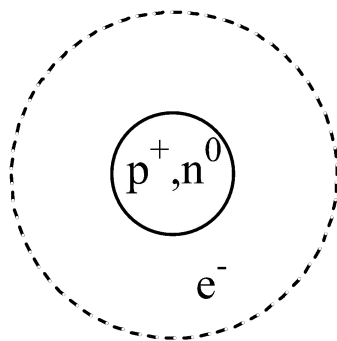


4. Реакции обмена:  **$AB + CD = AD + CB$**



Структурными единицами различных веществ являются **атомы** (вещество графит состоит из атомов углерода, соединенных между собой определенным образом), **молекулы** (вещество углекислый газ состоит из молекул  $\text{CO}_2$ ), **ионы** (вещество поваренная соль состоит из ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ ).

**Атом** – электронейтральная система, имеющая положительно заряженное ядро, вокруг которого движутся отрицательно заряженные электроны. Элементарными частицами атома являются протоны, нейтроны и электроны.



Частица	протон	нейтрон	электрон
Масса, а.е.м.	1,00728	1,00866	$5,4858 \cdot 10^{-4}$
Заряд, отн. ед.	+ 1	0	- 1

**Заряд ядра** (сумма протонов) численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе.

Совокупность атомов одного вида, имеющих одинаковый заряд ядра и одинаковое число электронов, называется **химическим элементом**.

### Символы (знаки) химических элементов

Номер	Символ	Прочтение в формуле	Название
1	H	аш	водород
6	C	це	углерод
7	N	эн	азот
8	O	о	кислород
9	F	фтор	фтор
11	Na	натрий	натрий
12	Mg	магний	магний
13	Al	алюминий	алюминий
14	Si	силициум	кремний
15	P	пэ	фосфор
16	S	эс	сера
17	Cl	хлор	хлор
19	K	калий	калий

## Символы (знаки) химических элементов

Продолжение таблицы

Номер	Символ	Прочтение в формуле	Название
20	Ca	кальций	кальций
23	V	ванадий	ванадий
24	Cr	хром	хром
25	Mn	марганец	марганец
26	Fe	феррум	железо
29	Cu	купрум	медь
30	Zn	цинк	цинк
35	Br	бром	бром
47	Ag	аргентум	серебро
50	Sn	станнум	олово
53	I	иод	иод
56	Ba	барий	барий
79	Au	аурум	золото
80	Hg	гидраргирум	ртуть
82	Pb	плюмбум	свинец

**Атомы** – очень маленькие частицы, имеющие форму шара. Для выражения атомных размеров используются специальные единицы длины:

ангстрем  $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м.}$

нанометр  $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м.}$

Например, диаметр атома Н в этих единицах  $\approx 1 \text{ \AA}$  или  $0,1 \text{ нм}$ .

Абсолютная масса атома водорода  $\approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$

В химии обычно используют относительные атомные массы (Ar).

Например,  $\text{Ar}(\text{H}) = 1$ ;  $\text{Ar}(\text{O}) = 16$ ;  $\text{Ar}(\text{Na}) = 23$  и т.д. (величина безразмерная)

**Относительная атомная масса (Ar)** – число, которое показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше т.н. атомной единицы массы (а.е.м.).

**А.е.м.** -  $\approx$  массе самого легкого элемента Н, но более точно она определяется как 1/12 часть массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Абсолютная масса  $^{12}\text{C}$  равна  $19,93 \cdot 10^{-27}$ :

$$1 \text{ а.е.м.} = 19,93 \cdot 10^{-27} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

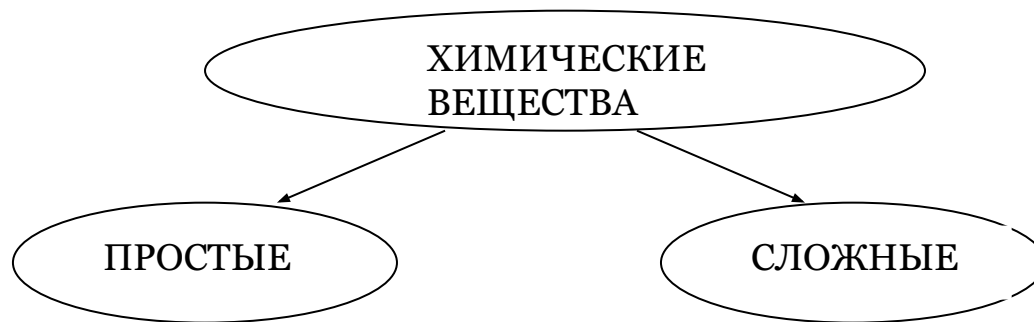


Атомы могут объединяться в молекулы.

**Молекула** – электронейтральная наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Например, молекулы азота  $N_2$ , хлора  $Cl_2$ , кислорода  $O_2$ , воды  $H_2O$ .

**Относительная молекулярная масса вещества ( $M_r$ )** – масса одной молекулы, выраженная в а.е.м. Например,  $M_r(A_xB_y) = x \cdot Ar(A) + y \cdot Ar(B)$ .  
(величина безразмерная)

**Массовая доля элемента** показывает долю данного элемента в веществе: В  $Na_2O$   $\omega\%(Na) = 2 \cdot Ar(Na) / M_r(Na_2O) = 46 / 62 = 0,749$  или 74,9%, т.е. 74,9% массы вещества составляет масса атомов натрия.



Состоят из атомов одного  
и того же элемента  
Н-р, С,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $H_2$ ,  $O_3$

Состоят из атомов  
разных элементов  
Н-р,  $Na_2CO_3$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$

**Самостоятельно изучить: Аллотропия, изотопы!**

**Валентность** – способность атомов элемента соединяться с другими атомами в определенных соотношениях. Валентность элемента зависит от количества неспаренных электронов в его атоме.

В атоме водорода 1 неспаренный электрон, который может соединиться только с одним электроном др. атома, следовательно, валентность водорода=1.

Во всех соединениях валентность кислорода =2.

### Значение постоянных валентностей некоторых элементов

Валентность	Символы элементов
I	H, F, Ag, Na, K
II	O, Ca, Mg, Ba, Zn
III	Al

Для большинства **бинарных соединений**, т.е., соединений, молекулы которых состоят из атомов двух элементов  $A_m B_n$ , существует **правило валентности**: произведение валентности **x** элемента **A** на число его атомов **m** должно быть равно произведению валентности **y** элемента **B** на число его атомов **n**.

$$x \cdot m = y \cdot n$$

Например, в молекуле  $P_2O_5$ :  $2 \cdot x = 2 \cdot 5$ , откуда  $x=5$ , т.е. валентность фосфора в данном соединении =5.

*Это правило не применяется для бинарных соединений, в которых атомы одного элемента непосредственно соединяются друг с другом ( $H_2O_2$ ).*

**Ионы** (от греч. *ion* – идущий), одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд.

Положительные ионы называют **катионами** (от греч. *kation*, буквально – идущий вниз), отрицательные – **анионами** (от греч. *anion*, буквально идущий вверх).

## Основные законы химии

**1. Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, 1748 г.; А. Лавуазье, 1789 г.):** *в ходе химических реакций массы веществ, вступивших в реакцию, равны массам веществ, образовавшимся в результате реакции.*

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение - это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

**2. Закон постоянства состава (Впервые сформулировал Ж. Пруст (1808 г):** *Состав и свойства веществ постоянны и не зависят от способа их получения* (например, молекула углекислого газа независимо от способа получения всегда будет состоять из одного атома углерода и двух атомов кислорода и будет обладать присущими ему химическими свойствами. Этот закон распространяется на вещества с молекулярным строением).

Из закона постоянства состава вещества следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях.

Поэтому в химию были введены понятия «эквивалента» и «эквивалентной массы».

**Эквивалент элемента (Э)** – это такое его количество, которое способно соединяться с 1 моль атомов водорода или замещать такое же количество атомов водорода в химических реакциях (*величина безразмерная*).

В HCl 1 моль атомов хлора соединен с 1 моль атомов водорода.  $\text{Э}(\text{Cl})=1$ .

В  $\text{NH}_3$  1 моль атомов азота соединен с 3 моль атомов водорода.  $\text{Э}(\text{NH}_3)=1/3$ .

Масса 1 эквивалента элемента называется его **эквивалентной массой** или **молярной массой эквивалента (Мэ)** (*единица измерения – г/моль*).

В  $\text{NH}_3$   $M_{\text{э}}(\text{N})=14/3=4,67$  г/моль,

В HCl  $M_{\text{э}}(\text{Cl})=35,5/1=35,5$  г/моль.

**Формулы для расчета эквивалентных масс сложных веществ:**

$M_{\text{э}}(\text{оксида})=M(\text{оксида})/(\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента})$

$M_{\text{э}}(\text{кислоты})=M(\text{кислоты})/\text{основность кислоты}$

$M_{\text{э}}(\text{основания})=M(\text{основания})/\text{кислотность основания}$

$M_{\text{э}}(\text{соли})=M(\text{соли})/(\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла})$

**3. Закон эквивалентов** – массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$m_1 \mathcal{E}_2 = m_2 \mathcal{E}_1.$$

В разных химических расчетах пользуются понятием моль.

**Моль** – количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов и др. частиц) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода  $^{12}\text{C}$ . Обозначается  $\nu$  [моль]. Определим, сколько атомов содержится в 12 г  $^{12}\text{C}$

$$0,012 / 19,93 \cdot 10^{-27} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Именно такое количество молекул или атомов или других структурных частиц содержится в 1 моль любого вещества.

Это число называется **числом Авогадро  $N_A$** .

Масса одного моля вещества называется его **молярной массой**. Обозначается  $M$  [г/моль]. Она численно равна молекулярной массе вещества.



**4. Закон Авогадро (1811 г.):** в равных объемах различных газов при одинаковых условиях находится одинаковое количество молекул. И соответственно, одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

1 моль любого газа при н.у. (273 °K, 101.3 кПа) занимает один и тот же объем = 22,4 л – **молярный объем газа  $v_m$**  [л/моль].

Связь между  $v$ ,  $v_m$ ,  $\nu$ :

$$v = \nu / v_m$$

## Вопросы по лекции

*В день лекции до 20:00 свои листочки с решениями загрузить в личный кабинет. Листы подписать (Фамилия И.О., группа).*

*Задание № 1.* Определите валентности элементов в соединениях:  
CO, CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>O, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

*Задание № 2.* Составьте химические формулы соединений:



*Задание № 3.* Рассчитайте эквивалентные массы оксида, гидроксида и сульфата алюминия.