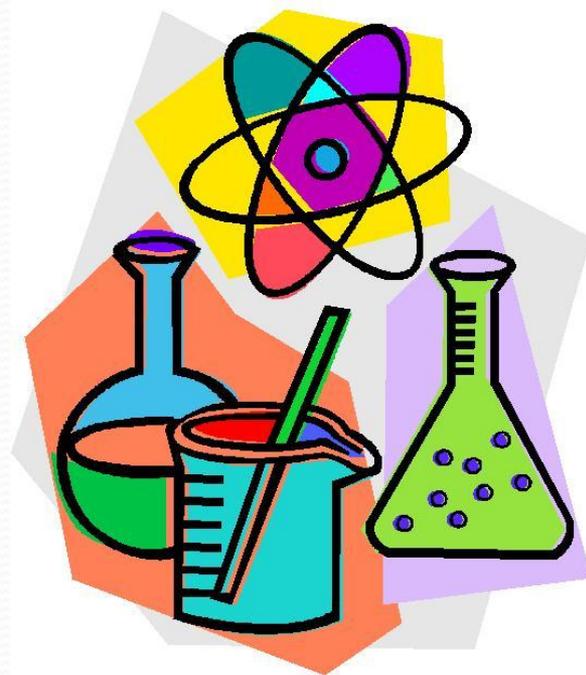


# Основные понятия и законы химии



# Что изучает химия?

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

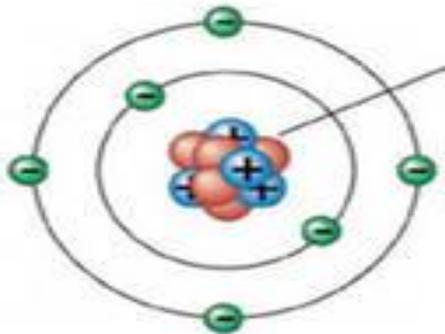
**Вещество** – один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов.



# Что больше: атом или молекула?

**Атом** – это мельчайшая, химически неделимая частица вещества.

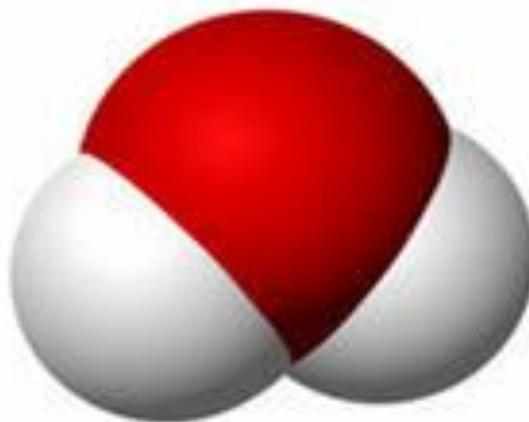
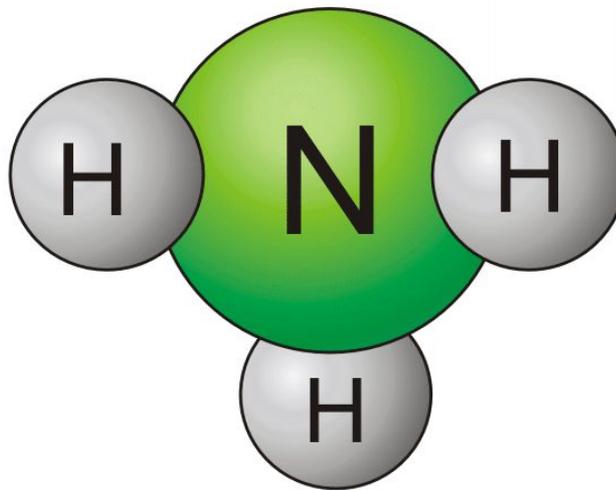
Атом является электронейтральным и состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.



Частица и ее обозначение	Масса	Заряд
Протон $p^+$	1 а.е.м.	+1
Нейтрон $n^0$	1 а.е.м.	0
Электрон $e^-$	$5 \cdot 10^{-4}$ а.е.м.	-1

**Молекула** – это наименьшая частица вещества (молекулярного строения), обладающая его химическими свойствами.

Молекула образуется при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов.



# Химический элемент или простое вещество?

**Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра (числом протонов).

Вещества, образованные одним химическим элементом, называют **простыми**. Один и тот же химический элемент может образовывать несколько простых веществ. Это явление называют **аллотропией**, а различные простые вещества, образованные одним элементом, – **аллотропными модификациями**.



**Примеры:** Элемент О (кислород) может образовывать *простые вещества*  $O_2$  (газ кислород) и  $O_3$  (озон).  
*Алмаз и графит* – аллотропные модификации углерода (С).

# Как измерить массу атома?

- Для измерения атомных масс применяют **атомную единицу массы** (а. е. м.).
- Атомная единица массы – это  $1/12$  массы атома углерода, масса которого принимается равной  $12$  а. е. м.
- $1$  а. е. м. равна  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг
- Сравнивая массы атомов элементов с одной а. е. м., находят численные значения, названные **относительными атомными массами**.

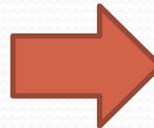
**Относительная атомная масса** – безразмерная величина, обозначаются **Ar** (индекс «г» – начальная буква английского слова relative – «относительный»). Например, для кислорода и водорода относительные атомные массы соответственно равны  $Ar(O) = 16$ ,  $Ar(H) = 1$

**Относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса его атома больше  $1/12$  массы атома углерода.**

# Почему атомная масса – не целое число?

**Изотопы** - разновидности атомов определенного химического элемента, имеющие одинаковый атомный номер, но разные массовые числа из-за различного количества нейтронов в ядре.

- Таким образом, относительная атомная масса – это среднее значение между массами всех изотопов атома.



**Простые вещества** – это вещества, образованные одним химическим элементом.

Вещества, образованные из двух и более химических элементов, называют **сложными**.



- Определите, какие вещества являются простыми, а какие – сложными:  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ ,  $S$ ,  $Fe$ ,  $FeSO_4$

# ВЕЩЕСТВО

## АГРЕГАТНОЕ СОСТОЯНИЕ

### ГАЗООБРАЗНОЕ



Формы нет, объёма нет, расширяется и сжимается легко

### ЖИДКОЕ



Формы нет, объём есть, расширяется и сжимается слабо

### ТВЁРДОЕ

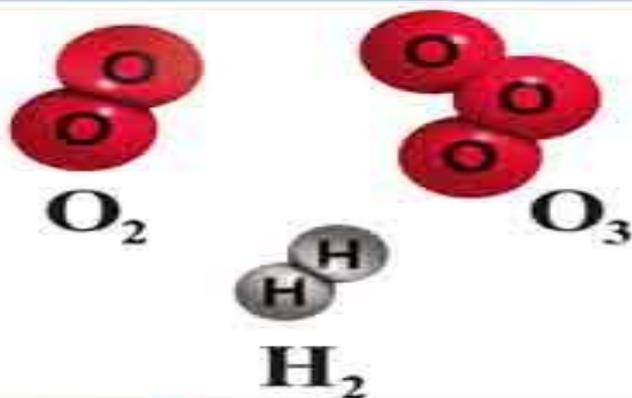


Форма есть, объём есть, расширяется и сжимается незначительно

## СОСТАВ

### ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

образованы атомами одного химического элемента



### СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

образованы атомами разных химических элементов



Различают качественный и количественный состав веществ.

**Качественный состав** – это совокупность химических элементов и (или) атомных группировок, составляющих данное химическое вещество.

**Количественный состав** – это показатели, характеризующие количество или число атомов того или иного химического элемента и (или) атомных группировок, образующих данное химическое вещество. Количественный состав выражается **индексами**.



**Пример:  $Al_2O_3$**

индексы, показывающие количество атомов алюминия и кислорода

# Закон постоянства состава вещества

Сформулирован Ж.-Л.

Прустом в 1799 г.:

Всякое чистое вещество  
независимо от способа  
его получения всегда  
имеет постоянный  
качественный и  
количественный состав.

*! Однако уже в начале XIX в. К. Бертолле показал, что это утверждение верно только для веществ молекулярного состава.*

Состав веществ отображают посредством химической символики.

По предложению Й. Я. Берцелиуса элементы принято обозначать первой или первой и одной из последующих букв латинских названий элементов.

периоды	группы элементов									
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а	VIII	б
1							<b>H</b> <sup>1</sup> ВОДОРОД	<b>He</b> <sup>2</sup> ГЕЛИЙ		
2	<b>Li</b> <sup>3</sup> ЛИТИЙ	<b>Be</b> <sup>4</sup> БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> <sup>5</sup> БОР	<b>C</b> <sup>6</sup> УГЛЕРОД	<b>N</b> <sup>7</sup> АЗОТ	<b>O</b> <sup>8</sup> КИСЛОРОД	<b>F</b> <sup>9</sup> ФТОР	<b>Ne</b> <sup>10</sup> НЕОН		
3	<b>Na</b> <sup>11</sup> НАТРИЙ	<b>Mg</b> <sup>12</sup> МАГНИЙ	<b>Al</b> <sup>13</sup> АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> <sup>14</sup> КРЕМНИЙ	<b>P</b> <sup>15</sup> ФОСФОР	<b>S</b> <sup>16</sup> СЕРА	<b>Cl</b> <sup>17</sup> ХЛОР	<b>Ar</b> <sup>18</sup> АРГОН		
4	<b>K</b> <sup>19</sup> КАЛИЙ	<b>Ca</b> <sup>20</sup> КАЛЬЦИЙ	21 <b>Sc</b> СКАНДИЙ	22 <b>Ti</b> ТИТАН	23 <b>V</b> ВАНАДИЙ	24 <b>Cr</b> ХРОМ	25 <b>Mn</b> МАРГАНЕЦ	26 <b>Fe</b> ЖЕЛЕЗО	27 <b>Co</b> КОБАЛЬТ	28 <b>Ni</b> НИКЕЛЬ
	29 <b>Cu</b> МЕДЬ	30 <b>Zn</b> ЦИНК	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ	33 <b>As</b> МЫШЬЯК	34 <b>Se</b> СЕЛЕН	35 <b>Br</b> БРОМ	36 <b>Kr</b> КРИПТОН		
5	<b>Rb</b> <sup>37</sup> РУБИДИЙ	<b>Sr</b> <sup>38</sup> СТРОНЦИЙ	39 <b>Y</b> ИТТРИЙ	40 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ	41 <b>Nb</b> НИОБИЙ	42 <b>Mo</b> МОЛИБДЕН	43 <b>Tc</b> ТЕХНЕЦИЙ	44 <b>Ru</b> РУТЕНИЙ	45 <b>Rh</b> РОДИЙ	46 <b>Pd</b> ПАЛЛАДИЙ
	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ	49 <b>In</b> ИНДИЙ	50 <b>Sn</b> ОЛОВО	51 <b>Sb</b> СУРЬМА	52 <b>Te</b> ТЕЛЛУР	53 <b>I</b> ИОД	54 <b>Xe</b> КСЕНОН		
6	<b>Cs</b> <sup>55</sup> ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> <sup>56</sup> БАРИЙ	57 <b>La*</b> ЛАНТАН	72 <b>Hf</b> ГАФНИЙ	73 <b>Ta</b> ТАНТАЛ	74 <b>W</b> ВОЛЬФРАМ	75 <b>Re</b> РЕНИЙ	76 <b>Os</b> ОСМИЙ	77 <b>Ir</b> ИРИДИЙ	78 <b>Pt</b> ПЛАТИНА
	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО	80 <b>Hg</b> РТУТЬ	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ	84 <b>Po</b> ПОЛОНИЙ	85 <b>At</b> АСТАТ	86 <b>Rn</b> РАДОН		
7	<b>Fr</b> <sup>87</sup> ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> <sup>88</sup> РАДИЙ	89 <b>Ac*</b> АКТИНИЙ	104 <b>Rf</b> РЕЗЕРФОРДИЙ	105 <b>Db</b> ДУБНИЙ	106 <b>Sg</b> СИБОРГИЙ	107 <b>Bh</b> БОРИЙ	108 <b>Hs</b> ХАССИЙ	109 <b>Mt</b> МЕЙТНЕРИЙ	

# Химические формулы

**Химическая формула** – это способ отображения химического состава вещества. Она обозначает название вещества, одну молекулу его, один моль этого вещества.

По химической формуле можно определить:

- качественный состав вещества;
- число атомов и количество вещества каждого элемента;
- относительную молекулярную и молярную массу вещества.

Формулы вещества составляют на основании важнейшего понятия в химии – валентности.

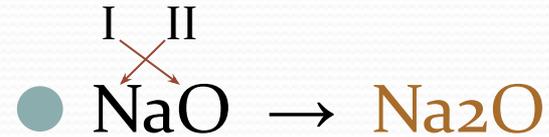
**Валентность** – это способность атомов одного химического элемента соединяться со строго определенным числом атомов другого химического элемента.

Валентность атомов некоторых элементов в соединениях		
Величина валентности	Металлы	Неметаллы
Одновалентные	<b>Na, K, Ag, Cu, Hg</b>	<b>H, Cl</b>
Двухвалентные	<b>Mg, Ca, Ba, Cu,</b> Hg, Fe, Zn, Sn, Pb, Cr	<b>O, S</b>
Трехвалентные	<b>Al, Cr, Fe</b>	N
Четырехвалентные		C, Si, S
Пятивалентные		N, P
Шестивалентные		S

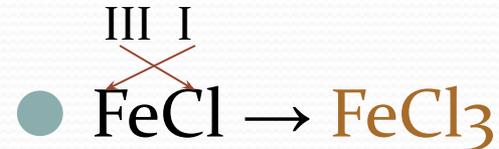
Примечание: Шрифтом выделены элементы с постоянной валентностью.

## Составьте формулы веществ:

● Оксида натрия



● Хлорида железа (III)



● Оксида углерода (IV)



# Как определить массу молекулы?

**Относительная молекулярная масса** ( $M_r$ ) равна сумме относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.

Пример:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18$

*Определите массу молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$*

Решение:  $M_r(\text{H}_2\text{CO}_3) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{C}) + A_r(\text{O}) \cdot 3 = 2 + 12 + 48 = 62$

*Определите массу молекулы  $\text{KNO}_2$*

Решение:  $M_r(\text{KNO}_2) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{N}) + A_r(\text{O}) \cdot 2 = 39 + 14 + 32 = 85$

# Сколько кислорода в молекуле воды?

- **Массовая доля элемента в веществе** -  $\omega$  (омега) – это отношение атомной массы элемента к массе молекулы.

$$\omega(\text{O}) = A_r(\text{O})/M_r(\text{H}_2\text{O}) = 16/18 \cdot 100\% = 89\%$$

*Рассчитайте массовую долю водорода в аммиаке  $\text{NH}_3$*

$$\omega(\text{H}) = A_r(\text{H})/M_r(\text{NH}_3) = (1 \cdot 3)/(14 + 1 \cdot 3) \cdot 100\% = 17,6\%$$

# Химические реакции

- Это явления, в результате которых из одних веществ образуются другие.
- Происходят ли изменения с массой вещества в результате химической реакции?

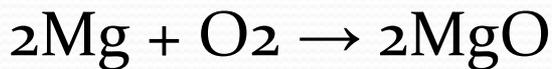
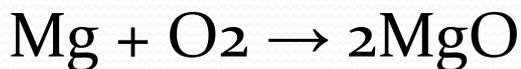
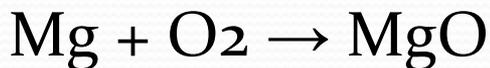
## Закон сохранения массы

Был открыт М. В. Ломоносовым и сформулирован А. Лавуазье:

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции

- **Химическим уравнением** называют запись химической реакции посредством химических знаков и формул.
- Уравнение реакции составляют на основе закона сохранения массы веществ, т.е. слева и справа должно быть одинаковое число атомов. Это достигается расстановкой **коэффициентов** перед формулами веществ.

*Уравняйте реакцию:*

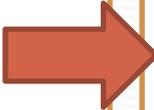


# Типы химических реакций

- 1) Соединение:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) Разложение:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) Замещение:  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$   
 $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- 4) Обмен:  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Уравняйте реакции 😊

# Что такое количество вещества?

- По химическим уравнениям можно вести расчеты. Для этого нужно знать такие понятия как количество вещества, моль, молярная масса.
  - Если химическую реакцию рассматривают с точки зрения числа частиц, то применяют физическую величину «количество вещества».
- 
- **Количество вещества** ( $\nu$ ) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества.
  - В Международной системе СИ за единицу количества вещества принят моль.

# МОЛЬ – МЕРА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА

**1 моль**  
 $6,02 \cdot 10^{23}$   
 структурных единиц



$H_2$   
2 г



$O_2$   
32 г



$NaCl$   
58,5 г



$Fe$   
56 г



$H_2O$   
18 г



$H_2SO_4$   
98 г



$C_{12}H_{22}O_{11}$   
342 г

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

$n$  – количество вещества (моль)

$m$  – масса вещества (г)

$M$  – молярная масса вещества ( $\frac{г}{моль}$ )

$V$  – объём газа (л)

$V_m$  – молярный объём газа  $22,4 \frac{л}{моль}$  (н.у.)

$N$  – число структурных единиц вещества

$N_A$  – постоянная Авогадро  $6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{моль}$

н.у. – нормальные условия ( $0^\circ C$ ; 101,325 кПа – 1 атм)

## КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА В МОЛЯХ

ЕСЛИ ДАНО  
 ЧИСЛО СТРУКТУРНЫХ ЕДИНИЦ  
 НЕКОТОРОГО ВЕЩЕСТВА,  
 ТО КОЛИЧЕСТВО МОЛЕЙ  
 В ЭТОМ ВЕЩЕСТВЕ

$$V = \frac{N}{N_A} \text{ моль}$$

число структурных единиц  
 некоторого вещества

где:  $N$  - число структурных единиц некоторого вещества (-),  
 это штуки - величина безразмерная

**число АВОГАДРО**  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$  **количество структурных единиц вещества в 1 (одном) моле**

$V$  - количество вещества ( моль )

АВОГАДРО (Avogadro) Амедео 1776-1856, итал. физик и химик.  
 Выдвинул молекулярную гипотезу строения вещества.

Амедео Авогадро - дожил до 80 лет,  
 свой закон (закон АВОГАДРО) он открыл в 35-и летнем возрасте.

P.S. ... средняя школа, урок химии и "этот" со своими МОЛЯМИ,  
 а в голове мысль о футбольном мяче ... и "непосильное восприятие"

Молярная масса  
вещества -  
это отношение  
массы вещества  
к его количеству:

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

# Закон Авогадро

- Был сформулирован в 1811 году итальянским физиком Амедео Авогадро (1776—1856)
- Закон основан на том факте, что молекулы газов не связаны между собой крепкими связями, как молекулы или атомы твердых веществ. Объем, который они занимают, при прочих равных условиях (температуре и давлении) зависит только от числа молекул газа, но не от конкретного вида этих молекул. Поэтому одинаковые количества молекул разных газов должны занимать одинаковые объемы при данных температуре и давлении.

**ЗАКОН АВОГАДРО**

He	H <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>
		
$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль	1 моль	1 моль
22,4 л	22,4 л	22,4 л
4 г	2 г	44 г

**В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул.**

- 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.
- Относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс.
 
$$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16$$
- Объемы образующихся и реагирующих газов относятся между собой как целые числа (объемные отношения газов равны количественным).



$22,4 \text{ л}$

$28,189 \text{ см}$

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

1 моль    1 моль    2 моль

1V    :    1V    :    2V

ХИМИЯ 8    Таблица №6 (24)

1. Какое количество вещества (моль) содержит  $12,04 \cdot 10^{23}$  атомов натрия?

$$\nu(\text{Na}) = N/N_A = 12,04 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 2 \text{ моль}$$

2. Какова масса 2 моль азота?

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$$

$$m = M \cdot \nu = 28 \cdot 2 = 56 \text{ г}$$

3. Какое количество вещества (моль) содержится в 112 литрах газа при нормальных условиях?

$$\nu = V/V_m = 112/22,4 = 5 \text{ моль}$$

# Домашнее задание!



1. Найдите относительные молекулярные массы веществ, состав которых описывается формулами:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
2. Рассчитайте массовую долю кислорода в молекуле  $\text{NaNO}_3$
3. Какова масса  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул аммиака  $\text{NH}_3$ ?
4. Сколько моль содержится в 1 кг карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ )?