

# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

# Содержание

1. Основные законы химии.....
2. Обозначения, названия и единицы физической величины.....
3. Задания.....

- **Химия** – естественная наука, изучающая вещества, их строение, свойства и превращения.
- **Вещество** – это любой вид материи, обладающий собственной массой (массой покоя).
- Вещество состоит из частиц, например, атомов, молекул, ионов.

ФИЗИЧЕСКАЯ ФОРМА ОРГАНИЗАЦИИ МАТЕРИИ	ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ЧАСТИЦЫ	Протоны, нейтроны, электроны и др.
ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМА ОРГАНИЗАЦИИ МАТЕРИИ	АТОМЫ	Системы из элементарных частиц
	МОЛЕКУЛЫ	Системы из атомов и ионов
	МАКРОСИСТЕМЫ (ВЕЩЕСТВО В ТВЕРДОМ, ЖИДКОМ И ГАЗООБРАЗНОМ СОСТОЯНИИ)	Системы из атомов, молекул, ионов
БИОЛОГИЧЕСКАЯ ФОРМА ОРГАНИЗАЦИИ МАТЕРИИ	КЛЕТКИ	Системы из клеток – живые организмы

- Превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава, называются **химическими реакциями**.
- Химические реакции или химические процессы есть химическая форма движения материи
- При химических процессах происходит обмен атомами между различными веществами, перераспределение электронов между атомами, разрушение одних веществ и образование других. Таким образом, в результате химических процессов возникают новые вещества с новыми физическими и химическими свойствами



# СКОЛЬКО ХИМИЙ НА СВЕТЕ?



АЛХИМИЯ

АНАЛИТИЧЕСКАЯ  
ХИМИЯ

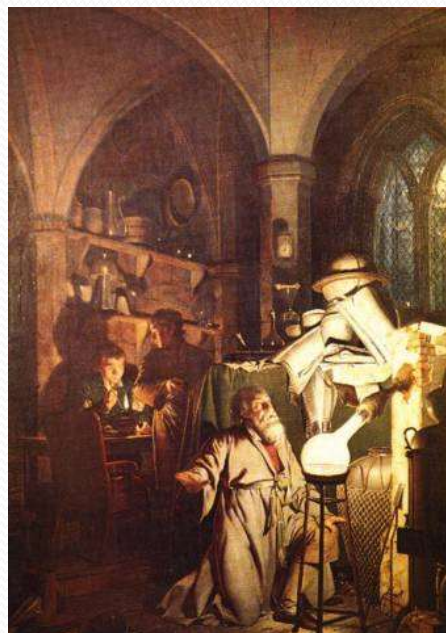
АГРОХИМИЯ

БИОХИМИЯ

ГЕОХИМИЯ

ГИДРОХИМИЯ

КОЛЛОИДНАЯ  
ХИМИЯ



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ  
ХИМИЯ

МЕДИЦИНСКАЯ  
ХИМИЯ



КОСМЕТИЧЕСКАЯ  
ХИМИЯ

НЕФТЕХИМИЯ

ОРГАНИЧЕСКАЯ  
ХИМИЯ

НАНОХИМИЯ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

# РАЗДЕЛЫ ХИМИИ (1)

▶ **Общая химия** - изучает общетеоретические вопросы химии:

- ❑ основные понятия и законы;
- ❑ теорию строения атома и образования химических связей в молекулах;
- ❑ общие закономерности протекания химических реакций, в том числе элементы химической термодинамики и химической кинетики;
- ❑ основы теории растворов электролитов и неэлектролитов, закономерности окислительно-восстановительных и электрохимических процессов.

# РАЗДЕЛЫ ХИМИИ (2)

- **Неорганическая химия** - занимается изучением химической природы элементов и их соединений, за исключением большинства соединений углерода (т.е. изучает химические элементы и их неорганические соединения)
- **Органическая химия** изучает соединения, состоящие в основном из углерода и водорода (т.е. органические соединения)



# РАЗДЕЛЫ ХИМИИ (3)

- ▶ **Физическая химия** использует физические методы для изучения химических систем. Важное место в ней занимают вопросы энергетики химических процессов и химическая кинетика
- ▶ **Аналитическая химия** – это наука о методах определения химического состава веществ
- ▶ **Коллоидная химия** занимается исследованием свойств дисперсных (коллоидных) систем
- ▶ **Электрохимия** изучает химические процессы, протекающие под действием электрического тока, а также способы получения электричества химическими методами



# РАЗДЕЛЫ ХИМИИ (4)

- **Биохимия** изучает сложнейшие химические процессы, протекающие в живых организмах
- **Геохимия** занимается исследованием химических процессов, протекающих в земной коре. Она изучает образование минералов, нефти и др.
- **Радиохимия** – это наука о химическом воздействии высокоэнергетического излучения на вещества; она занимается также изучением поведения радиоактивных изотопов

# ОБЪЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ (1)

- *Объектом изучения* в химии являются *химические элементы и их соединения*

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ															
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	III	IV	V
1	(H)															
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne								
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar								
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni						
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd						
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt						
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt							
		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>							RO <sub>2</sub>	
ЗАПОЛНИТЕЛЬНЫЕ		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
АКТИВНЫЕ		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

# ОБЪЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ (2)

- **Химический элемент** (лат. *elementum* - часть чего-то) – совокупность (вид) атомов с одинаковым зарядом ядра
- **Заряд ядра** равен **числу протонов** в нем. Это число является фундаментальным свойством элемента и называется **атомным номером**, так как совпадает с **порядковым номером** элемента в периодической системе элементов, именно оно определяет сущность химического элемента, его индивидуальность и отличие от всех других элементов

# ОБЪЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ (3)

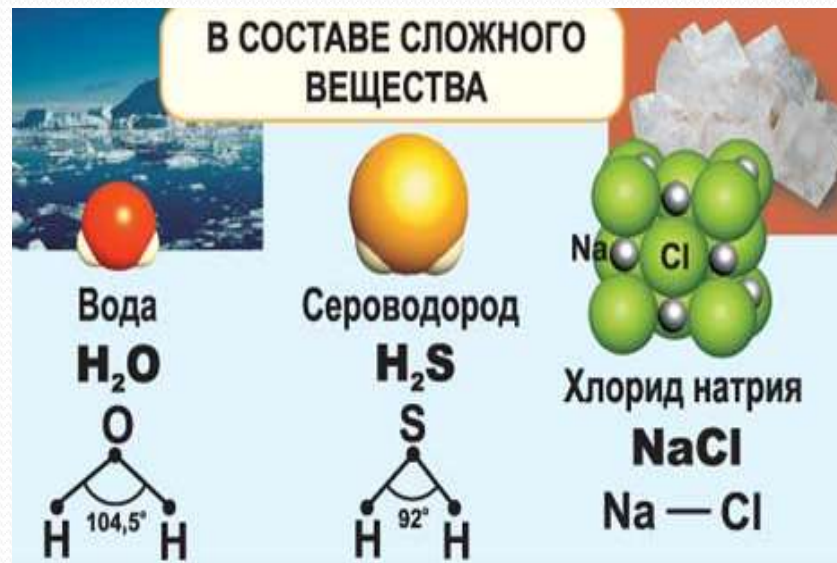
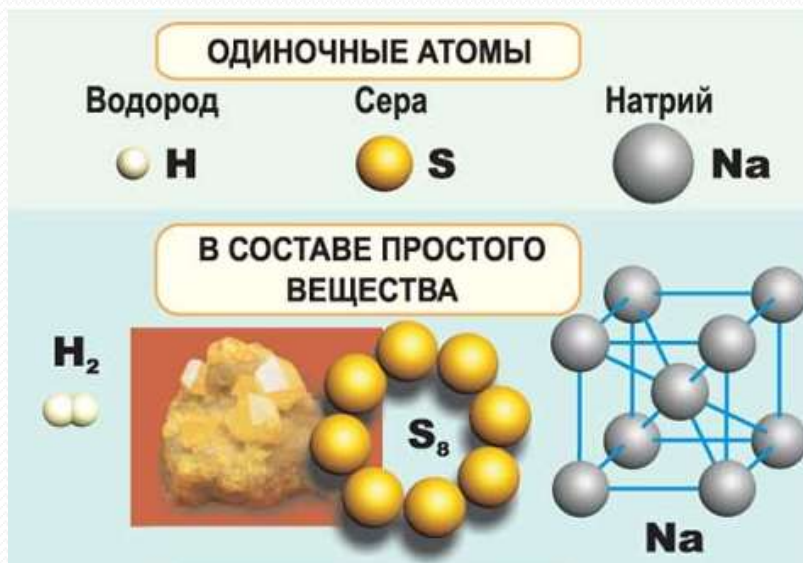
- ▶ Каждый элемент обозначается символом из одной или двух латинских букв названия элемента (например, He – для гелия, U – для урана)
- ▶ 118 химических элементов (элементы с порядковыми номерами 112-118 пока названий не имеют)
- ▶ В природе существуют элементы с атомным номером от 1 до 92; исключение составляют технеций (атомный номер 43) и прометий (атомный номер 61), которые получены искусственно путем ядерных реакций
- ▶ Все трансурановые элементы с атомными номерами от 93 и выше получены искусственно
- ▶ В космосе наиболее распространены водород и гелий
- ▶ На Земле два десятка элементов составляют в основном массу земной коры: O (46,6%), Si (27,7%), Al (8,1%), Fe (5,0%), Ca (3,6%), Na (2,8%), K (2,6%), Mg (2,1%), Ti (0,5%), P (0,2%), H (0,14%), Mn (0,1%), S (0,05%), F (0,05%), Cl (0,03%), Sr (0,03%), C (0,03), Ba (0,02%), Cr (0,02%), а на все остальные элементы приходится чуть больше 0,3% (масс.)

# ОБЪЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ (4)

- Химические элементы существуют в виде **простых веществ**, состоящих из атомов одного химического элемента, и в виде **химических соединений** (сложных веществ), состоящих из атомов разных элементов
- $H_2$  - простое вещество водород
- $O_2$  - простое вещество кислород
- $H_2O$  - сложное вещество вода, соединение водорода и кислорода
- $H_2O_2$  – сложное вещество пероксид водорода, соединение водорода и кислорода



# ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА



# ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

Пар

Вода  $H_2O$

Лед

$F_2$   $Cl_2$   $Br_2$   $I_2$   $CH_4$   $CO_2$

Diagram illustrating the molecular structure of water ( $H_2O$ ) and ice (Лед). It shows a teapot with steam (Пар) rising from it, and a landscape with water and mountains. Below the landscape, a molecular model of water is shown. At the bottom, a legend identifies the molecular structures of  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $CH_4$ , and  $CO_2$ .

Флюорит  $CaF_2$

Diagram illustrating the molecular structure of fluorite (Флюорит), showing a crystal lattice of calcium ions ( $Ca^{2+}$ ) and fluoride ions ( $F^-$ ).

Кварц  $SiO_2$

Кислород

Кремний

Diagram illustrating the molecular structure of quartz (Кварц), showing a network of silicon atoms (Кремний) and oxygen atoms (Кислород) forming a continuous 3D lattice.

Макромолекула полимера

Diagram illustrating the structure of a polymer macro-molecule (Макромолекула полимера), showing a long chain of repeating units. A photograph shows a white polymer being poured into a glass.



# 8. Простые и сложные вещества

## 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

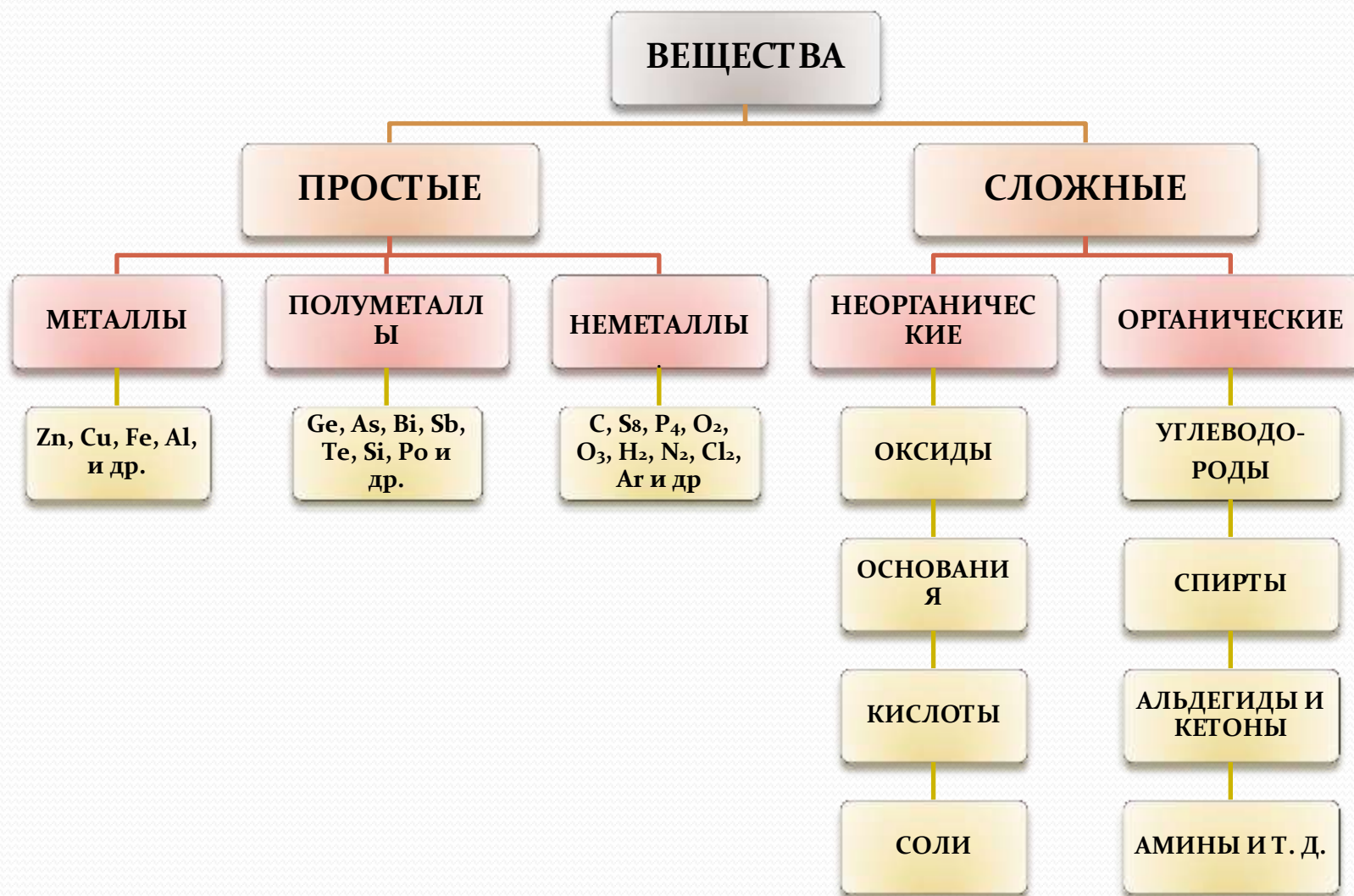


#### СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

образованы атомами разных химических элементов



# КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ ПО ХИМИЧЕСКОМУ СОСТАВУ



# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

## ▶ **Закон сохранения материи и энергии**

Если в одном месте что-то убудет, то в другом обязательно прибудет. Энергия и масса не исчезают, они просто трансформируются из одного состояния в другое.

Ежели где убудет несколько *материи*, то умножится в другом месте.

При любых процессах в изолированной системе *энергия* не производится и не уничтожается, она может только переходить из одной формы в другую.

Для незамкнутой системы увеличение/уменьшение ее энергии равно убыли/возрастанию энергии взаимодействующих с ней тел и физических полей.

## ▶ **Закон сохранения массы** – частный случай закона сохранения материи и энергии

***Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.***

## I. Закон сохранения массы.

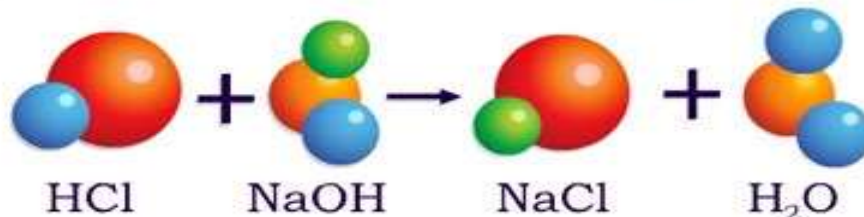
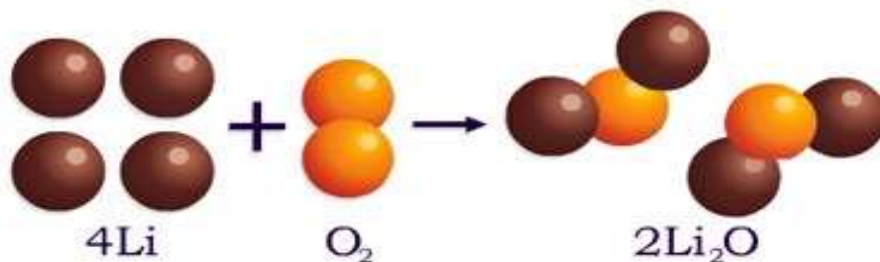
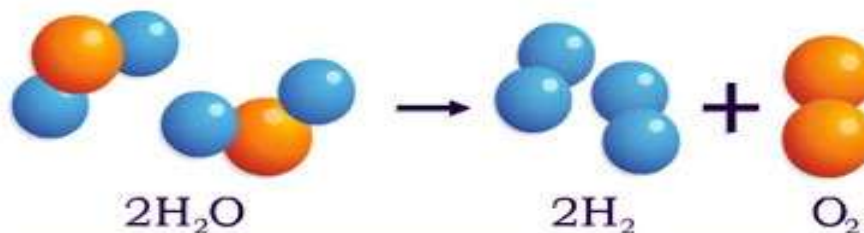
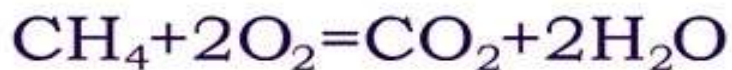
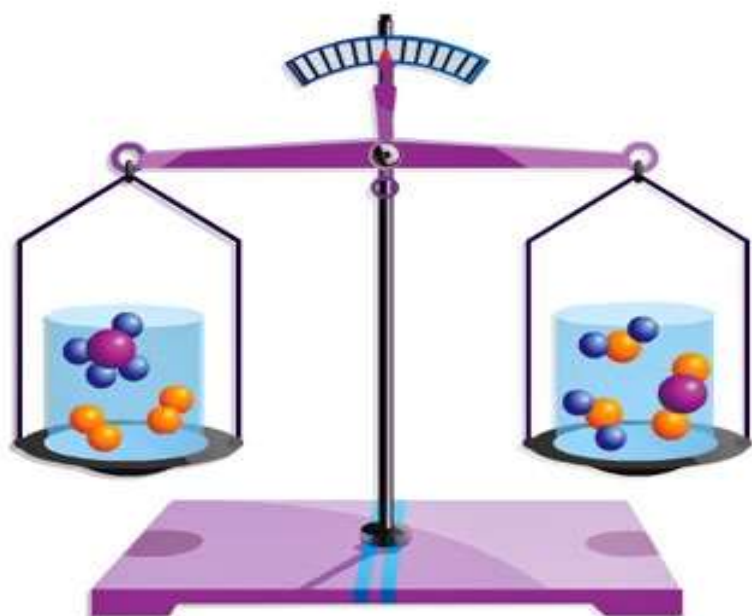
Был открыт [М. В. Ломоносовым](#) и сформулирован А. Лавуазье:

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся [в результате реакции.](#)

Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии, , все расчёты по химическим реакциям производятся на его основе.



## Закон сохранения массы веществ



Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.



1

2

3

4

5

6

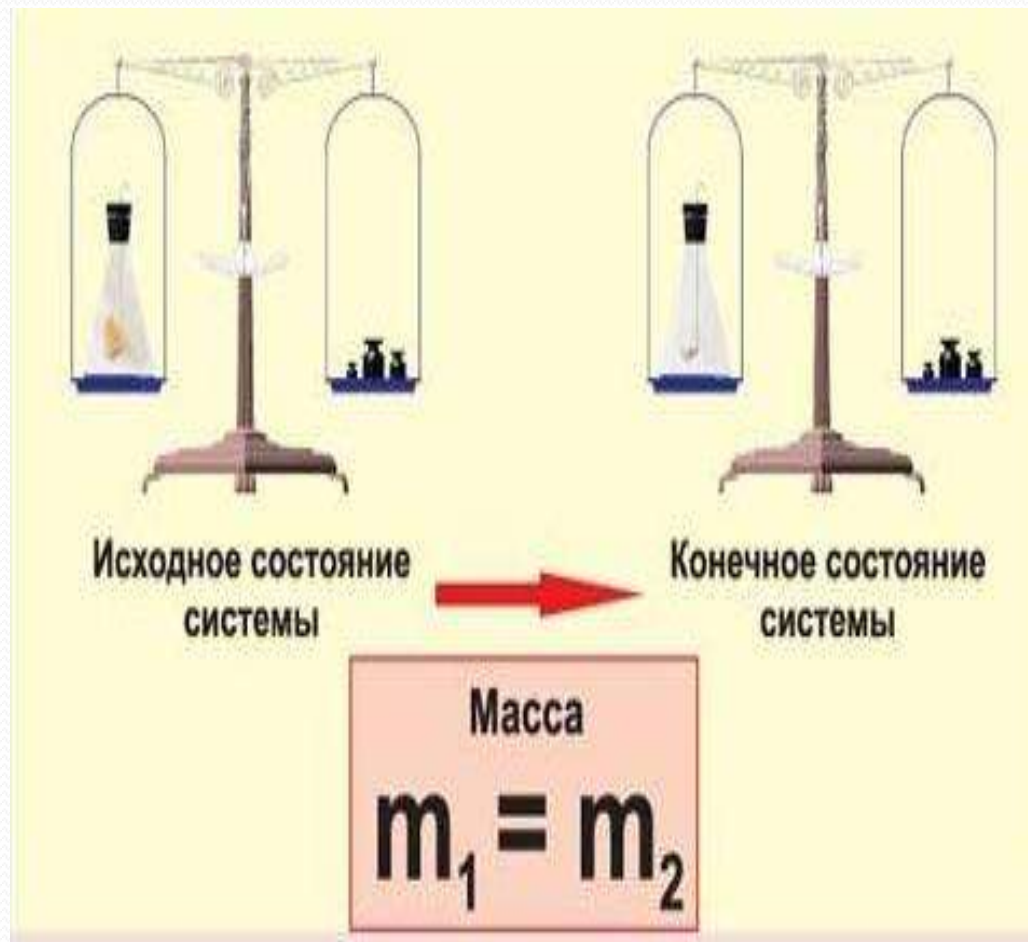
7

8

**Стехиометрия** – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

При разложении воды, кислот, щелочей или солей посредством электрического тока электрическая энергия превращается в химическую. То же наблюдается при зарядке аккумулятора. Обратный процесс — превращение химической энергии в электрическую — происходит при разрядке аккумулятора.

Закон сохранения массы веществ соблюдается практически при всех химических реакциях.





# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

## ▶ *Закон постоянства состава вещества*

**Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный химический состав и неизменные свойства**

▶ Наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава.

▶ Соединения постоянного состава - дальтониды (в память английского химика и физика Дальтона). Состав выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CO}_2$

▶ Соединения переменного состава - бертоллиды (в память французского химика Бертолле). Состав бертоллидов изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям, например  $\text{FeS}_x$ , где  $1,02 < x < 1,10$

## II. 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.

Закон находится в соответствии с атомно-молекулярным учением. Молекула любого вещества состоит из определённого количества атомов, имеющих постоянную массу. Массовый состав и состав вещества постоянны независимо от способа его получения. Такие соединения называются **дальтонидами**.

❖ Вещества постоянного состава называют **дальтонидами** в честь английского физика и химика Дж. Дальтона,

❖ Вещества переменного состава – **бертоллидами** в честь французского химика К. Бертолле.

Однако уже в начале XIX в. К. Бертолле показал:

- **элементы могут соединяться друг с другом в разных соотношениях в зависимости от массы реагирующих веществ.**
- **закону постоянства состава подчиняются главным образом вещества, имеющие молекулярную структуру, если же вещества не имеют молекулярной структуры, то возможны отклонения от этого закона.**

Современная формулировка закона постоянства состава вещества таков:

Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения. Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения.

# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

- *Закон кратных отношений*

Если два химических элемента дают несколько соединений, то массовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же массовую долю второго элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.



Число атомов кислорода в молекулах этих соединений, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как 1 : 2 : 3 : 4 : 5

# ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

- ***Закон объемных отношений***

**Объемы газов, вступающих в химическую реакцию, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа.**

- Следствие. Стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества.



2 объема CO реагируют с 1 объемом O<sub>2</sub> и получается 2 объема CO<sub>2</sub>

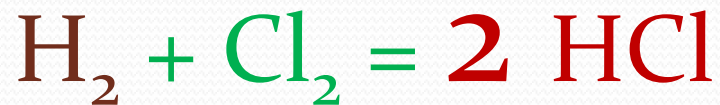


### **III. Закон Авогадро.**

Сформулирован **А. Авогадро** в результате проведения многочисленных экспериментов:

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

молекулы простых газов состоят из двух атомов: O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>. При этом допущении реакцию между хлором и водородом, приводящую к образованию хлороводорода можно представить уравнением:



1 молекула    1 молекула    2 молекулы  
1 объем        1 объем        2 объема

из одной молекулы водорода и одной молекулы хлора образуются две молекулы хлороводорода. Следовательно, и объём, занимаемый хлороводородом, должен быть вдвое больше объёма вступившего в реакцию водорода или хлора. Суммарный же объём исходных газов в соответствии с приведённым уравнением должен быть равен объёму образовавшегося хлороводорода.

Из закона Авогадро вытекают 2 следствия:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

Этот объем, называемый молярным ( $V_m$ ), при нормальных условиях (давление  $p_0 = 101325$  Па и абсолютной температуре  $T_0 = 273,15$  К) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4 \text{ л} / \text{ моль}$$

2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы

Отношение масс двух газов, занимающих равный объем при одинаковых условиях, называют **относительной плотностью** одного газа по другому и обозначают буквой  $D$ .

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона).

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{или} \quad pV = nRT,$$

где  $p$  – давление;

$V$  – объем газа;  $m$  – масса газа;

$M$  – молярная масса газа;

$T$  – температура;

$n$  – количество вещества газа, моль;

$R$  – универсальная газовая постоянная, значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем.



# ОБОЗНАЧЕНИЯ, НАЗВАНИЯ И ЕДИНИЦЫ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

Обозначение	Название	Единица	Формулы для нахождения величины
$\nu$	Количество вещества	моль	$\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{N}{N_A}; \nu(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m}$
$m$	Масса	кг, г, т	$m = \nu \cdot M; m(\text{раствора}) = \rho \cdot V$
$M$	Молярная масса	кг/моль, г/моль	$M = \frac{m}{\nu}; M(\text{газа}) = V_m \cdot \rho$
$V_m$	Молярный объем газа	л/моль	$V_m = 22,4 \text{ л/моль (при н. у.)}$
$V$	Объем	$\text{м}^3, \text{дм}^3 \text{ (л)}, \text{см}^3 \text{ (мл)}$	$V(\text{газа}) = \nu(\text{газа}) \cdot V_m;$ $V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho}$
$\rho$	Плотность	$\text{кг/дм}^3 \text{ (кг/л)}, \text{г/дм}^3 \text{ (г/л)}, \text{г/см}^3 \text{ (г/мл)}$	$\rho = \frac{m}{V}; \rho = \frac{M}{V_m}$
$\omega$	Массовая доля	доли единицы или %	$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})};$ $\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$
$\varphi$	Объемная доля	доли единицы или %	$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})};$ $\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%$
$D$	Относительная плотность газа	—	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}; D = \frac{M_1}{M_2}$
$D_{\text{H}_2}$	Относительная плотность газа по водороду	—	$D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{H}_2)} = \frac{M(\text{газа})}{2 \text{ г/моль}}$
$D_{\text{возд}}$	Относительная плотность газа по воздуху	—	$D_{\text{возд}} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{возд.})} = \frac{M(\text{газа})}{29 \text{ г/моль}}$
$N$	Число частиц	—	$N = \nu \cdot N_A$
$N_A$	Постоянная Авогадро	моль <sup>-1</sup>	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **Атом** – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов
- **Молекула** – мельчайшая частица вещества, сохраняющая свойства данного вещества
- **Ион** – положительно или отрицательно заряженная частица, образованная при отдаче или присоединении атомом или группой атомов одного или нескольких электронов
- **Катион** – (+) заряженная частица, Кат
- **Анион** – (-) заряженная частица, Ан



# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- Масса атомов и молекул очень мала,  $10^{-24} - 10^{-23}$  г

Например, масса атома водорода

$$m(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г или } 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг,}$$

масса атома самого тяжелого элемента урана

$$m(\text{U}) = 3,95 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$$

- **Атомная единица массы** (а.е.м.) или **углеродная единица** (у.е.), *unified atomic mass unit* (u, amu), *atommassiühik* (amü) - внесистемная единица массы, применяемая для масс молекул, атомов, атомных ядер и элементарных частиц
- **Атомная единица массы** – это единица массы, равная  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$

$$m(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

$$1/12 m(\text{C}) = 1/12 \times 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

$$\mathbf{1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}}$$

1 а.е.м.  $\approx$  массе протона или нейтрона

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **Относительная атомная масса элемента  $A_r$**  (или просто атомная масса) – масса атома, выраженная в атомных единицах массы

Атомные массы элементов приведены в периодической системе элементов

<http://www.hemi.nsu.ru/mendl.htm>

<http://www.dayah.com/periodic/>

Относительная атомная масса элемента показывает во сколько раз масса его атома больше  $1/12$  массы атома углерода. Это безразмерная величина.

- Масса молекулы любого вещества равна сумме масс атомов, образующих эту молекулу. Поэтому молекулярная масса равна сумме соответствующих атомных масс.
- **Относительная молекулярная масса  $M_r$**  (или просто молекулярная масса) – масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы

Например: молекулярная масса молекулы воды  $H_2O$ , молекула которой содержит два атома водорода и один атом кислорода, равна

$$M_r (H_2O) = 2 \cdot 1,0079 + 15,9994 = 18,0152 \text{ а.е.м.}$$

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **МОЛЬ** - это количество вещества, содержащее столько частиц (атомов, молекул, ионов, электронов или других структурных единиц), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  ( $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц, число Авогадро  $N_A$ )

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

- **МОЛЬ** – это количество вещества, равное  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц данного вещества – молекул (если вещество состоит из молекул), атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением)

моль атомов  $\text{H}$ , моль молекул  $\text{H}_2$ , моль ионов  $\text{H}^+$

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- Моль – единица количества вещества



# МОЛЬ – МЕРА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА

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



**H<sub>2</sub>**  
**2 г**



**O<sub>2</sub>**  
**32 г**



**NaCl**  
**58,5 г**



**Fe**  
**56 г**



**H<sub>2</sub>O**  
**18 г**



**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**  
**98 г**



**C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>**  
**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 ( $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$ )
- V*** – объём газа (л)
- V<sub>m</sub>*** – молярный объём газа  $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$  (н.у.)
- N*** – число структурных единиц вещества
- N<sub>A</sub>*** – постоянная Авогадро  $6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$
- н.у.** – нормальные условия (0°C; 101,325 кПа – 1 атм)

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **Молярная масса ( $M$ )** – масса 1 моль вещества в граммах

$$[M] = [\text{г/моль}]$$

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе

$$M = M_r$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,0152 \text{ а.е.м.}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0152 \text{ г/моль}$$

- Молярная масса равна произведению массы  $m$  одной молекулы данного вещества на постоянную Авогадро

$$M = N_A \cdot m$$



# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **Молярный объем газа**  $V_M$  – объем одного моля газа при нормальных условиях (н.у.)

н.у.:  $T = 0\text{ }^\circ\text{C}$  или  $273\text{ K}$ ;  $p = 101\ 325\text{ Па}$ , или  $760\text{ мм Hg}$ , или  $1\text{ атм}$

$$V_M = 22,4\text{ л/моль (дм}^3\text{/моль)}$$

- Молярный объем газа (22,4 л) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (число Авогадро)
- **Закон Авогадро**  
в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- Молярный объем газа

Массы и объемы веществ количеством 1 моль

Массы 1 моль газов

$6,02 \cdot 10^{23}$   
атомов, молекул

Число Авогадро  $N_A$

НОРМАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ  
0°C; 1 атм или  
273 К; 101,325 кПа

МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА  $V_m$

$V_{(O_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}$

$V_m = \frac{M}{\rho}$        $V_m = \frac{V}{\nu}$

$V_{(CO)} = \frac{28,01 \text{ г/моль}}{1,25 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}$

22,4 л

The diagram illustrates the concept of molar volume. It starts with the number of particles in a mole ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) and the Avogadro constant ( $N_A$ ). It then shows the calculation of molar volume ( $V_m$ ) for two gases: oxygen ( $O_2$ ) and carbon monoxide ( $CO$ ). For  $O_2$ , the molar mass is 32 g/mol and the density is 1.43 g/l, resulting in a molar volume of 22.4 l/mol. For  $CO$ , the molar mass is 28.01 g/mol and the density is 1.25 g/l, also resulting in a molar volume of 22.4 l/mol. The diagram also shows the formulas for calculating molar volume:  $V_m = \frac{M}{\rho}$  and  $V_m = \frac{V}{\nu}$ . A 3D cube is shown with the value 22,4 л inside it, representing the molar volume of a gas at normal conditions.

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Моль это:

- ❑  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц
- ❑ масса вещества в граммах, численно равная молярной массе вещества
- ❑ 22,4 л (дм<sup>3</sup>) вещества в газообразном состоянии при нормальных условиях

***1 моль =  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц =  $M$  = 22,4 л (газ)***

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

$n$  – количество вещества, число молей вещества, моль

$m$  – масса, г

$V$  – объем газа, л , дм<sup>3</sup>

$N$  – количество частиц (атомов, молекул, ионов и пр.)

# РАСЧЕТНЫЕ ФОРМУЛЫ



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

2. Какова масса 2 моль азота?

3. Какой объем занимают 1,5 моль кислорода?

4. Какова масса 3 литров гелия?

1.  $n = N / N_A = 12,04 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 2 \text{ моль}$

2.  $m = n \cdot M(\text{N}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 56 \text{ г.}$

3.  $V = n \cdot V_m = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л.}$

4.  $m = n \cdot M = V / V_m \cdot M(\text{He}) = 3 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} \cdot 4 \text{ г/моль} = 0,54 \text{ г.}$



# Задания

1. Найдите относительные молекулярные массы веществ, состав которых описывается формулами:



2. Рассчитайте относительные молекулярные массы

медного купороса  $CuSO_4 * 5H_2O$  и

кристаллической соды  $Na_2CO_3 * 10H_2O$

# Задания

1. Какова масса  $1,2 \cdot 10^{23}$  молекул аммиака  $NH_3$ ?
2. Какова масса 5,6 (н. у.) углекислого газа? Сколько молекул содержится в этом объеме газа?
3. Каков объем 128 г сернистого газа при нормальных условиях? Сколько молекул содержится в 128 г этого газа?
4. Найдите массу кислорода, содержащегося в баллоне объемом 50 л при температуре  $25^\circ C$  и давлении 790 кПа.