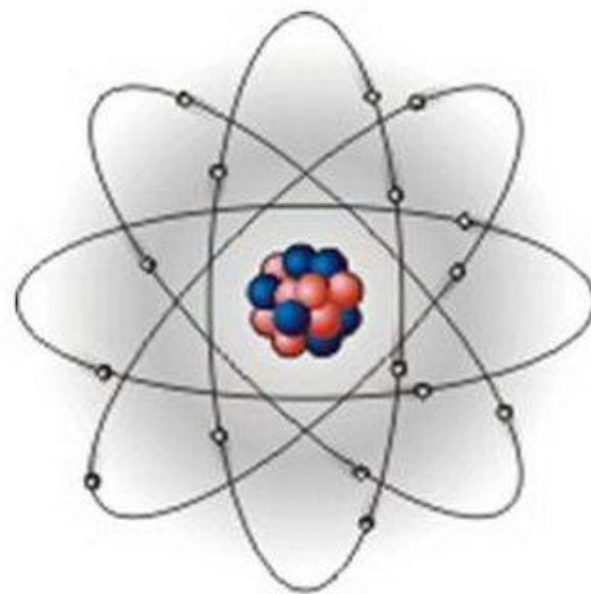


ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



ПЛАН ЗАНЯТИЯ

- ▣ Основные понятия химии*
- ▣ Состав веществ. Изменение веществ*
- ▣ Основные законы химии.*
- ▣ Обозначения, названия и единицы физической величины*
- ▣ Задания*



Основные задачи:

· образовательные :

знать основные положения атомно-молекулярного учения, понятия: атом, молекула, химический элемент, простые и сложные вещества, химический элемент, аллотропия и уметь их применять. Знать основные законы химии.

· воспитательные:

воспитание чувства любви к Родине на примере великих русских химиков Д. И. Менделеева, А. М. Бутлерова и др.; формирование экологической культуры; эстетическое воспитание и т.д.

· развивающие:

уметь определять относительные атомные массы, вычислять относительные молекулярные массы, молярные массы и количество вещества;

уметь решать задачи, используя полученные знания.

Уметь составлять уравнения реакций и определять их тип.

продолжить развитие умения анализировать, сопоставлять, сравнивать, отличать физические явления от химических, приводить примеры выделять главное.



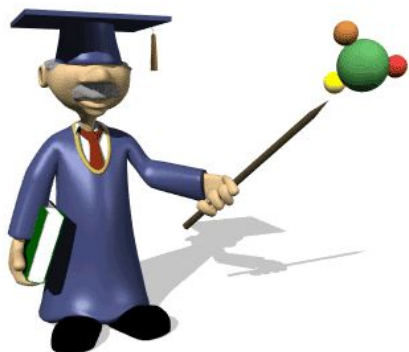
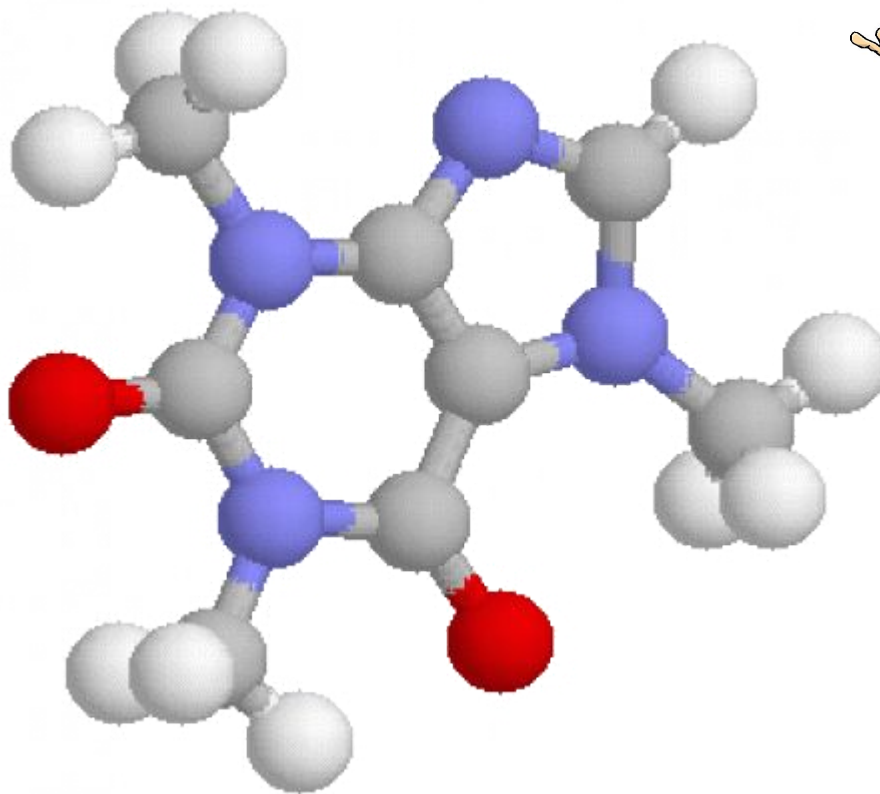
Цели:

Систематизировать и обобщить знания об основных понятиях и законах химии.

*Применение знаний на практике:
при составлении химических уравнений;
решении задач на определение массовых долей веществ по их молярным массам.*



Основные понятия химии.

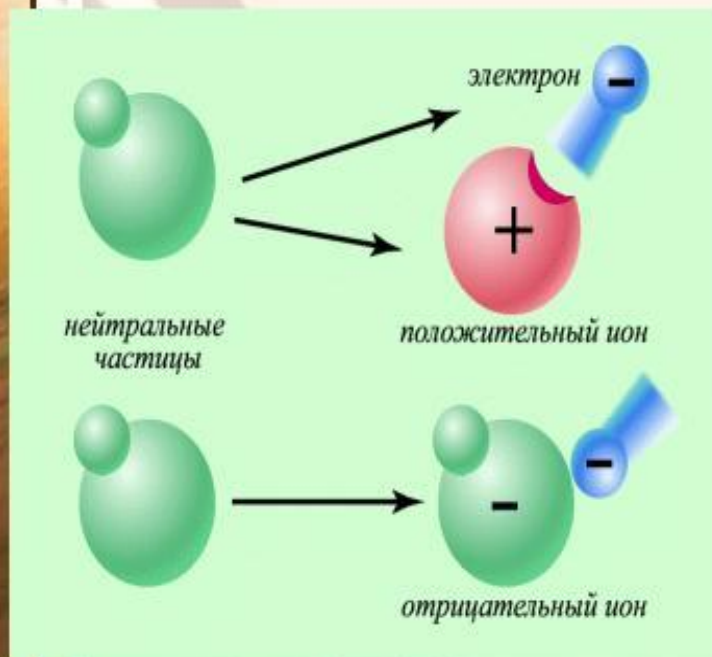


Химия – это наука о веществах,
их свойствах и превращениях

Физическое тело $\longrightarrow$ вещество

Химический элемент -
определенный вид атомов





Понятие «атом»

- Атом (гр. *неделимый*) - мельчайшая химически неделимая частица вещества.

АТОМ

ЯДРО
Протоны и
нейтроны

ЭЛЕКТРОННАЯ
ОБОЛОЧКА
Электроны



Химия – это наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

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

Атом – это электронейтральная частица, состоящего из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атом – наименьшая частичка химического элемента, предел химической делимости материи.



3

НАЧАЛА ХИМИИ

ФОРМЫ СУЩЕСТВОВАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ОДИНОЧНЫЕ АТОМЫ

Водород



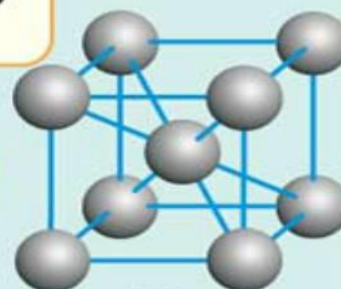
Сера



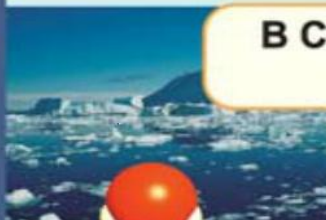
Натрий



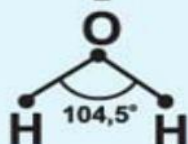
В СОСТАВЕ ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

H₂**Na**

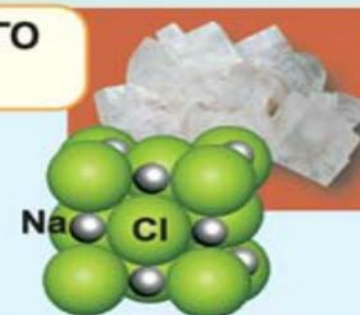
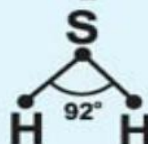
В СОСТАВЕ СЛОЖНОГО ВЕЩЕСТВА



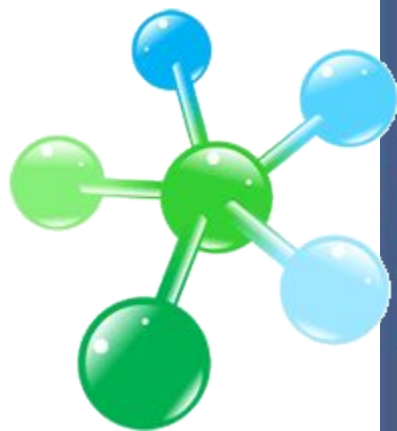
Вода

H₂O

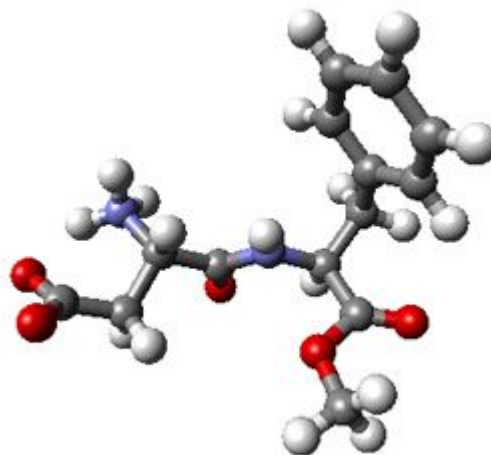
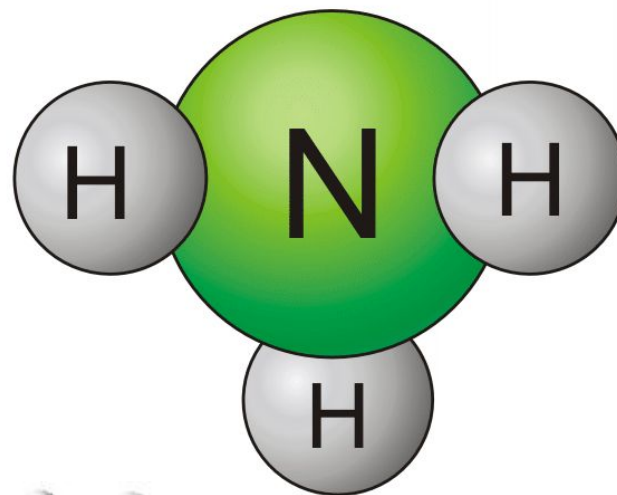
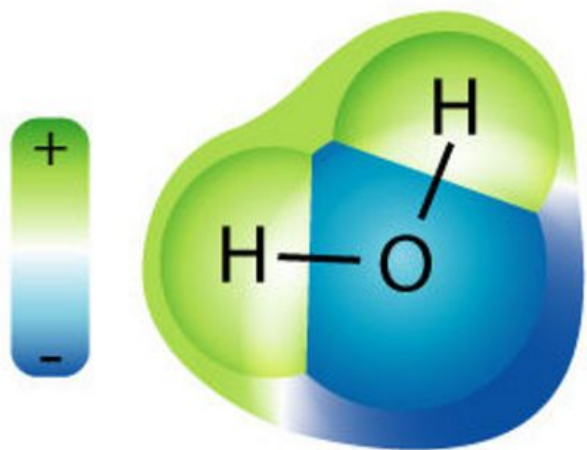
Сероводород

H₂S

Хлорид натрия

NaCl**Na — Cl**

Молекула – это отдельная электронейтральная частица, образующаяся при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества.



Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Например:

сера S , углерод C , кальций Ca , цинк
 Zn , железо Fe

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 видоизменениями**.



Аллотропия кислорода

Химический элемент кислород образует два простых вещества, аллотропа - кислород O_2 и озон O_3

Некоторые
сравнительные данные

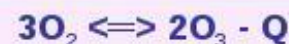
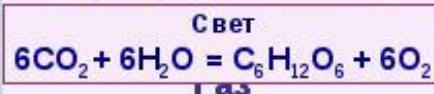
Кислород - O_2

Озон - O_3

Образуются в природе

При фотосинтезе

Из O_2 (при грозе; возд. УФ-Солнца)



Агрегатное состояние (об.у)

Бесцветный (г)

Газ

Цвет

Без запаха

Синий (г)

Запах

Mr

32

48

ρ (в жидк. сост., г/ см³)

1,118

1,78

t пл., ° С

- 218,8

- 192,5

t кип, ° С

- 182,9

- 111,9

Отношение к воде

Плохо растворим

Растворим в 10 раз лучше

Физиологическая активность

Не токсичен

Токсичен

Биологическая активность

В пределах нормы

Сильный антисептик

Химическая активность(об.у)

Малоактивен (=)

Более сильный окислитель
(за счет атомарного кислорода)

(окислительная способность)

(Сильный о-ль при t)

Роль в природе

Дыхание,
гниение, горение

Защитный экран Земли от УФ-излучения Солнца



Аллотропия

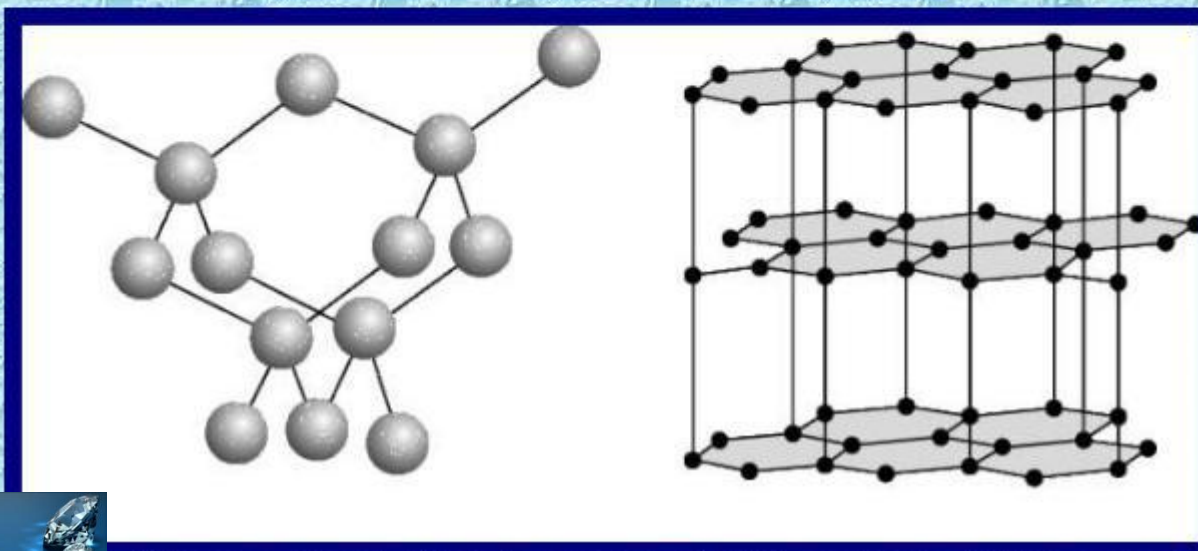


алмаз



C

графит



11

НЕМЕТАЛЛЫ

УГЛЕРОД. АЛЛОТРОПИЯ

Невозбужденное состояние



6

C₁₂

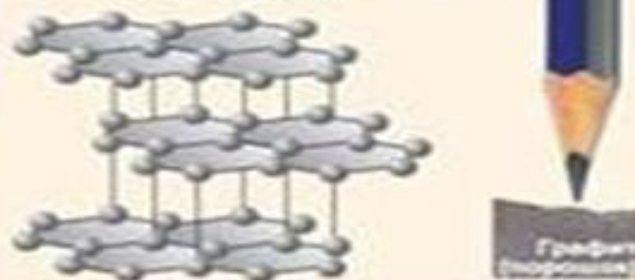
Возбужденное состояние



Каркасная структура алмаза



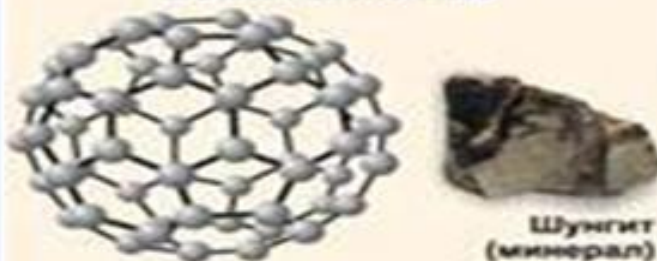
Слоистая структура графита



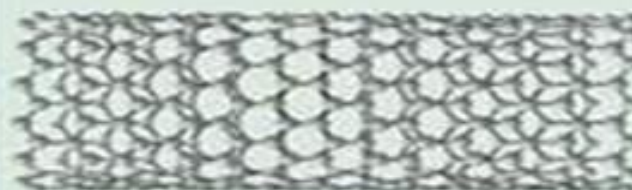
Цепи карбина



Сетчатая структура фуллерена C₆₀



Нанотрубки углерода



Аллотропия фосфора

Фосфор белый



химический
состав

P₄

цвет

бесцветный

запах

характерный
чесночный

токсичность

очень ядовит !

свечение

светится в
темноте

плотность

1,83 г/см³

раствори-
мость

в сероуглероде,
не растворяется в
воде

Источник информации



Аллотропия фосфора

5.3.13

Фосфор красный



Источник информации:



химический
состав

Р

цвет

от пурпурно-
красного до
фиолетового

запах

не имеет

ТОКСИЧНОСТЬ

не ядовит

плотность

2,2

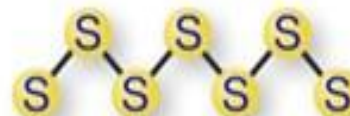
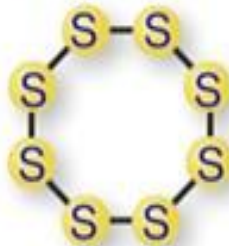
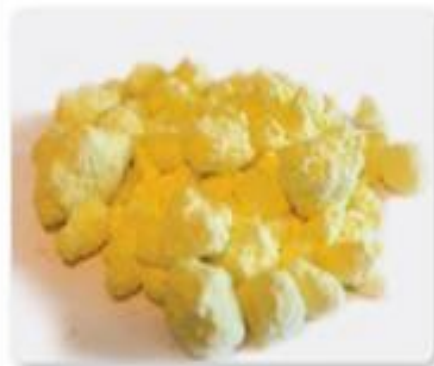
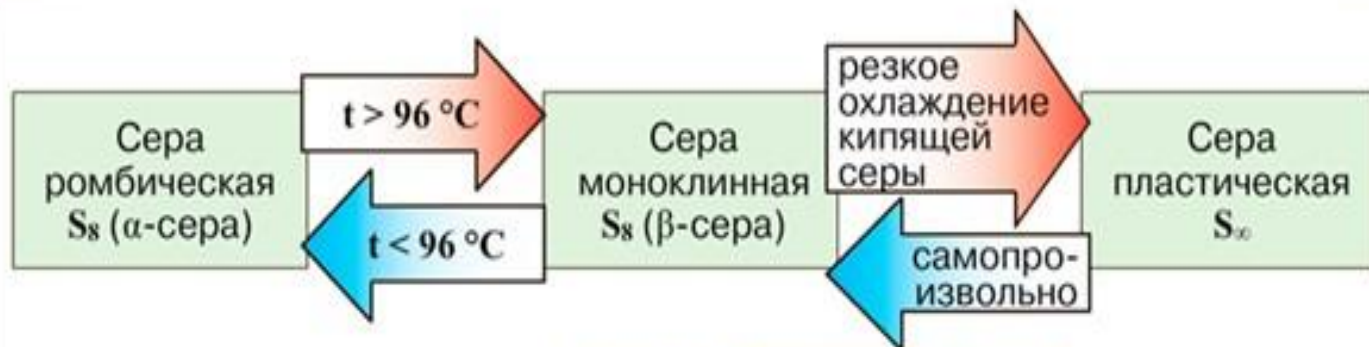
раствори-
мость

в органических
растворителях,
не растворяется в
воде



Сера. Аллотропия

Аллотропные модификации



1

2

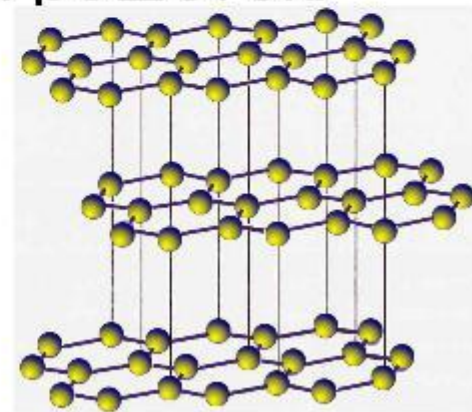
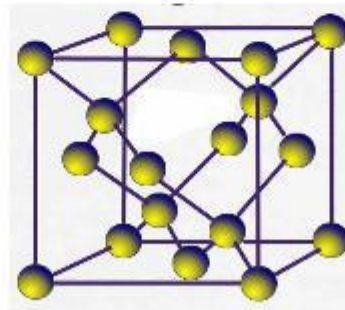
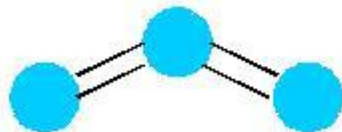
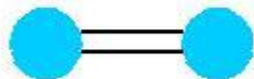


3



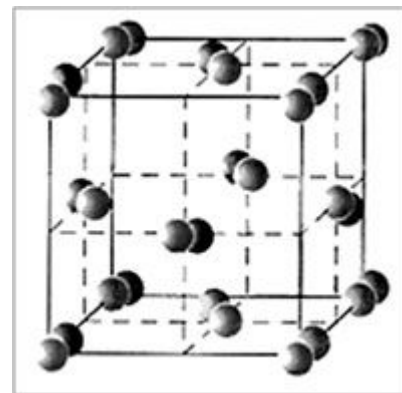
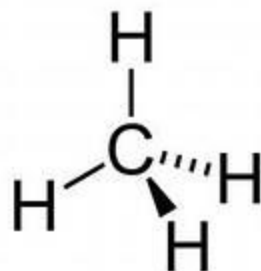
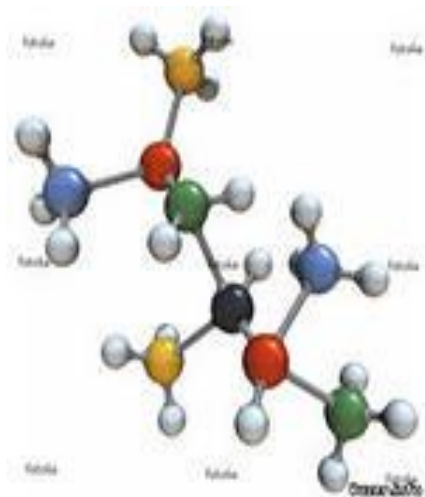
Аллотропия

- **Аллотропия** – способность химического элемента существовать в виде двух или нескольких простых веществ, отличающихся количеством атомов в молекуле или разной структурой кристаллических решеток.



СОСТАВ ВЕЩЕСТВ.

ИЗМЕНЕНИЕ ВЕЩЕСТВ.



Простые вещества – это вещества, образованные одним химическим элементом.

Вещества, образованные из двух и более химических элементов, называют **сложными**. Сложных веществ гораздо больше, чем простых.



Различают в 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.



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**.*

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



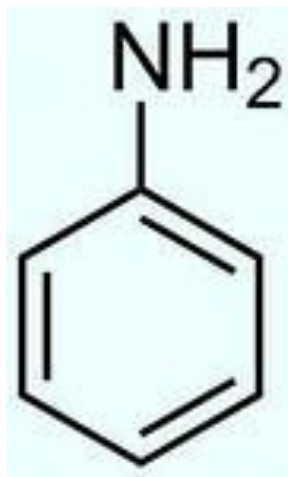
Химический знак (символ) – несет значительную информацию. Он обозначает название элемента, один его атом, один моль атомов этого элемента. По символу химического элемента можно определить его атомный номер и относительную атомную массу.



Diagram illustrating the electron configuration of Ruthenium (Ru) using the periodic table blocks. The configuration is $4d^7 5s^1$, which is derived from the cumulative number of electrons in the blocks up to Ruthenium:

Block	Electron Configuration	Number of Electrons
1s	$1s^2$	2
2s, 2p	$2s^2 2p^6$	8
3s, 3p	$3s^2 3p^6$	8
4s, 3d	$4s^2 3d^10$	18
5s, 4d	$5s^2 4d^8$	10
Total	$4d^7 5s^1$	44

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 в одном моле вещества, его относительную молекулярную и молярную массу.

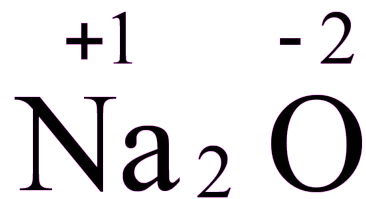
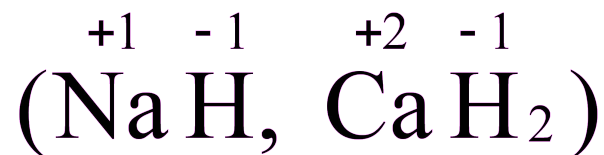
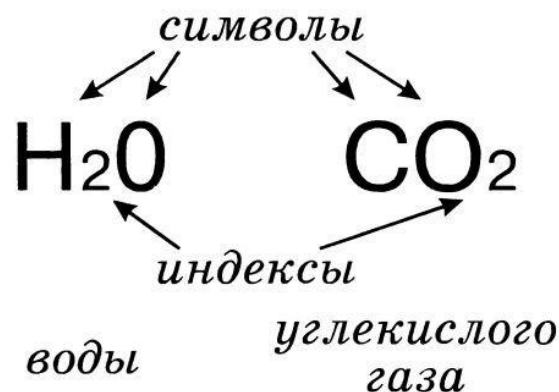


ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Химическая формула - это условная запись состава вещества посредством химических знаков и индексов.

(Индекс - цифра, стоящая справа внизу от символа. Обозначает число атомов в молекуле)

Химические формулы

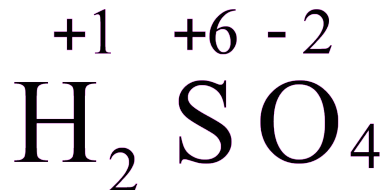


Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каких относительных количествах соединены между собой.

Чтение формулы

H_2O — аш два о

CO_2 — цэ о два



Формулы вещества составляют на основании еще одного 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	Na, K, Ag, Cu, Hg	H, Cl
Двухвалентные	Mg, Ca, Ba, Cu, Hg, Fe, Zn, Sn, Pb, Cr	O, S
Трехвалентные	Al, Cr, Fe	N
Четырехвалентные		C, Si, S
Пятивалентные		N, P
Шестивалентные		S
Примечание: Шрифтом выделены элементы с постоянной валентностью.		



Химическая формула

Индекс и коэффициент один в химии не пишется.

H_2 — одна молекула водорода

2H — два атома водорода (коэффициент показывает число атомов)

2H_2 — две молекулы водорода

! 3H — три атома водорода

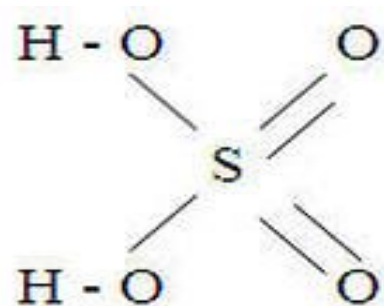
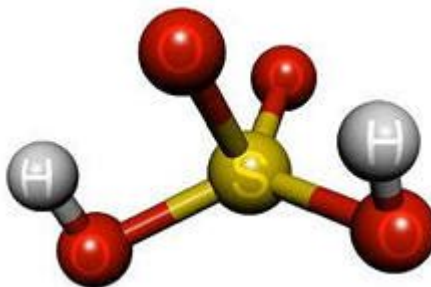
O_2 — одна молекула кислорода

4C — четыре атома углерода



Широко используются несколько видов химических формул:

1. **Простейшая (эмпирическая) формула** показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы, образующие данное вещество.
2. **Молекулярная (истинная) формула** показывает качественный состав и число составляющих вещество частиц, но не показывает порядок связей частиц в веществе, т.е. его структуру.
3. **Графическая формула** отражает порядок соединения атомов, т. е. связи между ними.



Относительная атомная масса () химического элемента — это величина, показывающая отношение средней массы атома природной изотопной смеси элемента к $1/12$ массы атома углерода :

Единая углеродная атомная ¹²C единица массы (а. е. м.) равна:

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}) = 1,66057 * 10^{-27} \text{ кг.}$$



Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента.

Относительная молекулярная масса () M_r

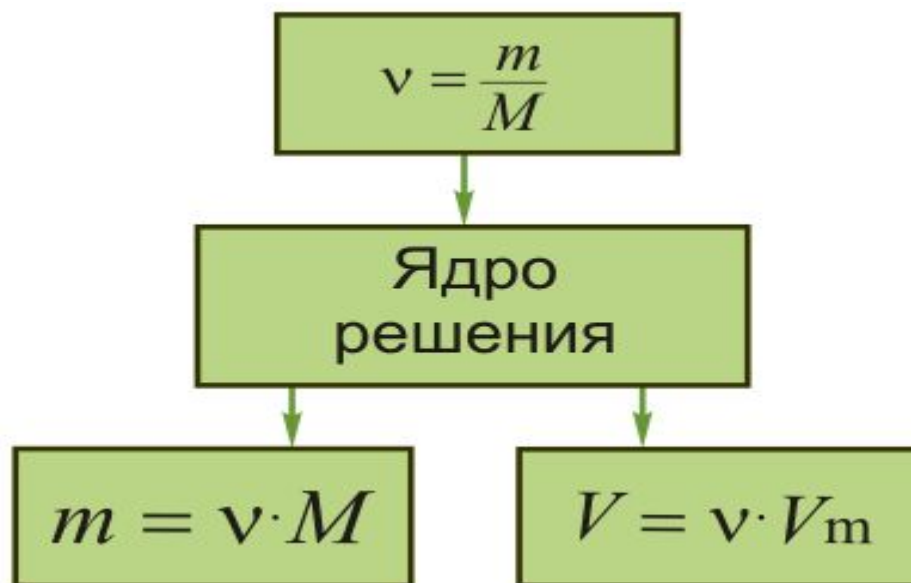
равна сумме относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.



Количество вещества (n или ν) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества.

В Международной системе СИ за единицу количества вещества принят моль.

Моль – это количество вещества, содержащее столько же формульных единиц, сколько атомов содержат 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .



КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА В МОЛЯХ

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

$$\nu = \frac{N}{N_A} \text{ моль}$$

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**

ν - 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"



Массу одного моля
называют
молярной массой
и обозначают буквой ***M***:

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$



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

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



Молярная масса может быть выражена через число молекул (или атомов) в одном моле вещества () и массу N_A () одной молекулы (или атома):

Массу молекулы (атома) в килограммах можно рассчитать по уравнению

следовательно

$$m_0 = M_r * 1a.e.m. = M_r * 1,66 * 10^{-27} \text{ кг},$$

$$M * 10^{-3} \text{ (кг/моль)} = N_A M_r * 1,66 * 10^{-27} \text{ (кг/моль)}$$



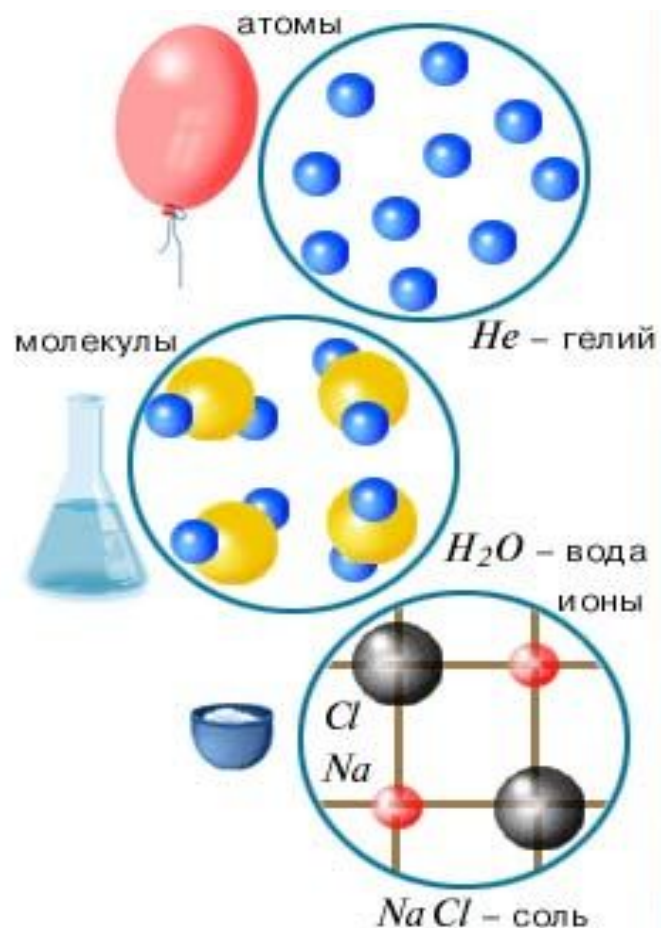
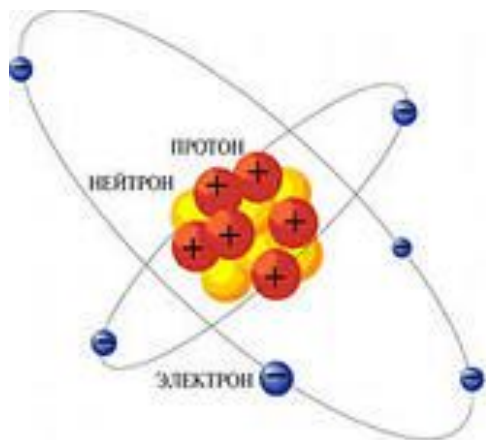
Из этого выражения можно определить число молекул или атомов, содержащихся в одном месте любого вещества, которое называют постоянной Авогадро.

Постоянная Авогадро () – число атомов или молекул (или других формульных единиц), содержащихся в одном моле вещества; она всегда равна

$$N_A = 6,022 * 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$



Основные законы химии



Молекула – мельчайшая
(Греч. - маленькая масса) – частица
вещества

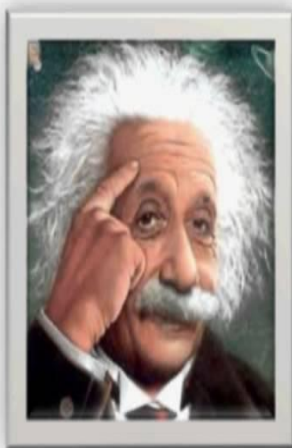
Атом – составная
(Греч. - неделимый) – часть
молекулы

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

«Масса веществ, вступившая в химическую реакцию равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции».



М.В.Ломоносов рассматривал закон сохранения массы веществ в единстве с законом сохранения энергии и понимал его как всеобщий закон природы.



Взаимосвязь массы и энергии выразил А.Энштейн своим знаменитым математическим уравнением.

$$E = m \cdot C^2$$

где

E – энергия,

m – масса,

C - скорость света в вакууме.



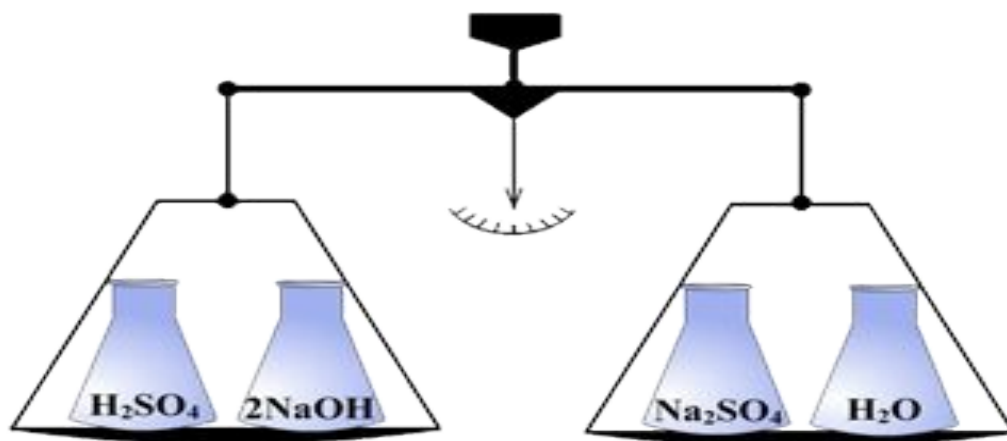
I.

Закон сохранения массы.

Был открыт М. В. Ломоносовым (1748г.)
и сформулирован А. Лавуазье (1789г.):

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

Этот закон является одним из основных
стехиометрических законов химии.



$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(2\text{NaOH}) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})$$

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

Закон постоянства состава вещества.

Сформулирован Ж.-Л. Прустом в 1799 г.:

все индивидуальные вещества имеют постоянный качественный и количественный состав, независимо от способа их получения.

Однако уже в начале XIX в. К. Бертолле показал, что элементы могут соединяться друг с другом в разных соотношениях в зависимости от массы реагирующих веществ.



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.

*Вещества постоянного состава называют **дальтонидами** в честь английского физика и химика Дж. Дальтона, а вещества переменного состава – **бертоллидами** в честь французского химика К. Бертолле.*



III. Закон Авогадро.

Сформулирован А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов:

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

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 $p_0 = 101325 \text{ Па}$ и абсолютной температуре $T_0 = 273,15 \text{ К}$) равен $22,4 \text{ л}$:

$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$



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.



Задания для закрепления:

Дифференцировано:

I уровень 1,2, задания;

II уровень 3, 4, 5 задания;

III уровень 6,7 задания.

Найдите относительные молекулярные массы веществ, состав которых описывается формулами:



1. Рассчитайте относительные молекулярные массы медного купороса



3. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа SO_2 ?
4. Какова масса $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака NH_3
5. Какова масса 5,6л (н. у.) углекислого газа? Сколько молекул содержится в этом объеме газа?
6. Каков объем 128 г сернистого газа при нормальных условиях? Сколько молекул содержится в 128 г этого газа?
7. Найдите массу кислорода, содержащегося в баллоне объемом 50 л при температуре $25^\circ C$ и давлении 790 кПа.
3. **Домашнее задание:** знать основные понятия и законы химии, рассмотренные на занятиях; решить задачи.



СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

- Габриелян О.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля. Учебник - М. Академия, 2011.*
- Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., 2009.*
- Габриелян О.С. Химия. 8-11 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений. – М., 2006.*
- 1с химия. Мультимедийное пособие*
- Тестер А.Баженова.
<http://edu-lider.ru/proverka-znanij-konstruktor-testov/>*

