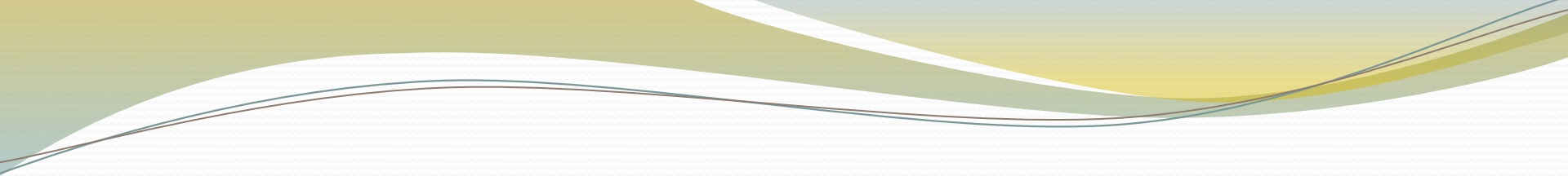


ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Содержание

□ <u>Основные понятия химии.....</u>	<u>3</u>
□ <u>Состав веществ. Изменение веществ.....</u>	<u>8</u>
□ <u>Основные законы химии.....</u>	<u>24</u>
□ <u>Обозначения, названия и единицы физической величины.....</u>	<u>34</u>
□ <u>Задания.....</u>	<u>35</u>



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ.

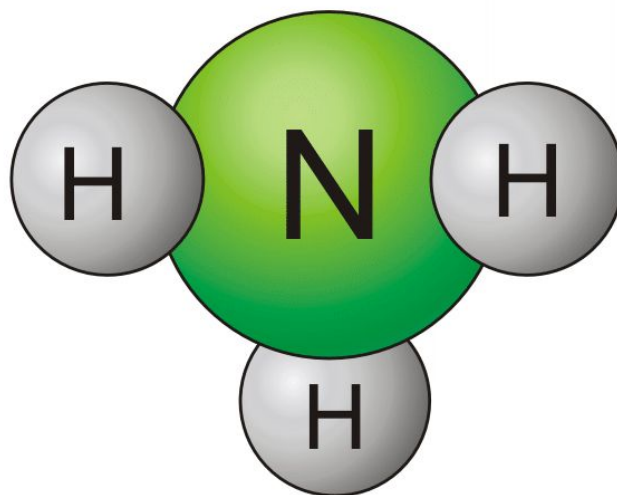
Химия – это наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

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.

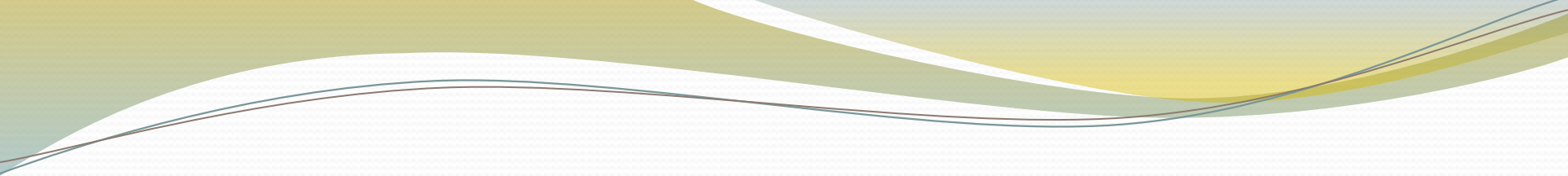
Частица и ее обозначение	Масса	Заряд
Протон p^+	1 а.е.м.	+1
Нейтрон n^0	1 а.е.м.	0
Электрон e^-	$5 \cdot 10^{-4}$ а.е.м.	-1

Молекула – это 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.

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**, или **аллотропными модификациями**.



**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.

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							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.

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.

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.

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 единица массы (а. е. м.) равна:

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

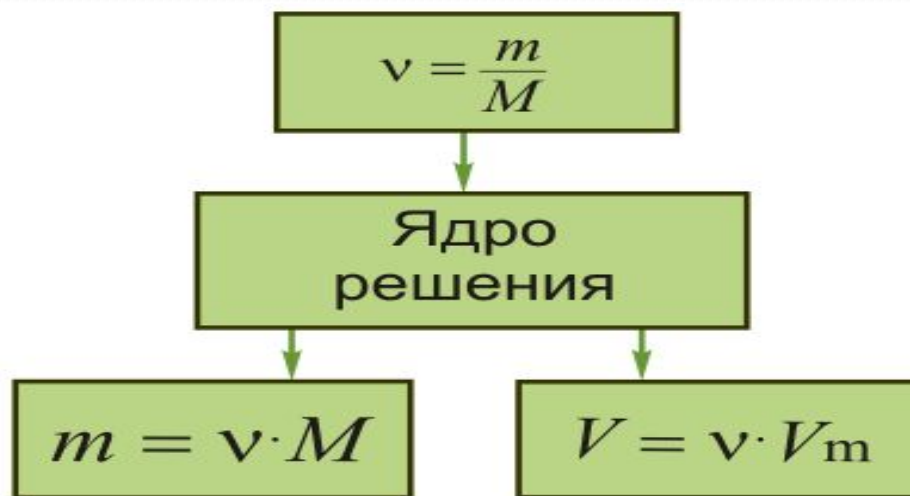
Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента.

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 .



Моль - это
такое количество
вещества,
в котором содержится
 $6,02 \cdot 10^{23}$
структурных элементов
данного вещества.

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

$$M = M_r * 1 \text{ г/моль.}$$



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 () отдельной молекулы (или атома):

Массу молекулы (атома) в килограммах можно рассчитать по уравнению

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

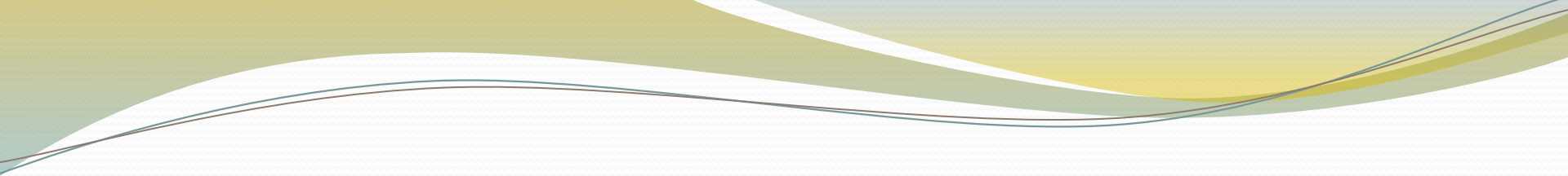
следовательно

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

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

Постоянная Авогадро (N_A) – 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

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.

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

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.

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.

II. 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 $p_0 = 101325$ Па и абсолютной температуре $T_0 = 273,15$ К) равен 22,4 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.

ОБОЗНАЧЕНИЯ, НАЗВАНИЯ И ЕДИНИЦЫ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

Обозначение	Название	Единица	Формулы для нахождения величины
ν	Количество вещества	моль	$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{N}{N_A}; \quad \nu(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m}$
m	Масса	кг, г, т	$m = \nu \cdot M; \quad m(\text{раствора}) = \rho \cdot V$
M	Молярная масса	кг/моль, г/моль	$M = \frac{m}{\nu}; \quad M(\text{газа}) = V_m \cdot \rho$
V_m	Молярный объем газа	л/моль	$V_m = 22,4 \text{ л/моль (при н. у.)}$
V	Объем	$\text{м}^3, \text{ дм}^3 (\text{л}),$ $\text{см}^3 (\text{мл})$	$V(\text{газа}) = \nu(\text{газа}) \cdot V_m;$ $V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho}$
ρ	Плотность	$\text{кг/дм}^3 (\text{кг/л}),$ $\text{г/дм}^3 (\text{г/л}),$ $\text{г/см}^3 (\text{г/мл})$	$\rho = \frac{m}{V}; \quad \rho = \frac{M}{V_m}$
ω	Массовая доля	доли единицы или %	$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})};$ $\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$
φ	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	—	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}; \quad D = \frac{M_1}{M_2}$
D_{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 ⁻¹	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

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 $Na_2CO_3 * 10H_2O$

3. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа SO_3 ?
4. Какова масса $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака NH_3 ?
5. Какова масса 5,6 (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.

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-znaniy-konstruktor-testov/>