

Тема № 1

Основные

понятия и законы

Химии

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

- Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 728с.
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 264с.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2006, 743 с.
- Я.А.Угай. Неорганическая химия, М., Высшая школа, 2004, 528 с.
- Третьяков Ю.Д., Тамм М.С. Неорганическая химия. М.: Изд-во Академия, 2008. Ч. 1-3.
- Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. СПб.: Химия, 1997. 624с.
- Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия, Мир, 2009, Т. 1-2, 679с., 486с.
- Тимошенко Ю.М., Сапрыкова З.А., Савельев В.П. Методические указания к лабораторным работам по общей химии. Казань: КГУ, 1998.- 35с.
- Бабкина С.С., Боос Г.А., Бычкова Т.И., Девятков Ф.В., Кузьмина Н.Л., Кутырева М.П., Сальников Ю.И., Сапрыкова З.А., Тимошенко Ю.М. Методическое пособие по общей химии. Для самостоятельной работы студентов.- Казань.: КГУ, 2009.- 132 с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

- Хускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии, Мир, 2009, Т. 1-2, 1068 с.
- Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов. МГУ.: НКЦ «Академкнига», 2007, Т.1-2, 1216 с. 672с.
- Кукушкин Ю. Н. Химия координационных соединений. М.: Высш. шк., 1985. 445с.



Химия- наука о превращениях веществ, связанных с изменением электронного окружения атомных ядер



Современная химия - это наука о веществах, их строении, свойствах и химических реакциях, в результате которых образуются другие вещества.

Значение химии

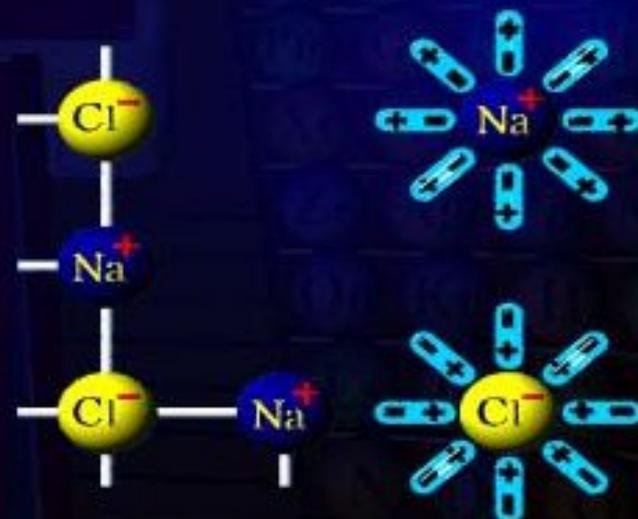
- Агропромышленность
- Машино – и ракетостроение
- Текстиль
- Архитектура
- Фармацевтика
- Предметы быта
- Пищевая промышленность
- Metallургия



Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0	
1	1 H								2 He	
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F		10 Ne	
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl		18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni
	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd
5	39 K	40 Ca	41 Sc	42 Ti	43 V	44 Cr	45 Mn	46 Fe	47 Co	48 Ni
	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd
6	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm
	101 Lu	102 Hf	103 Ta	104 W	105 Re	106 Os	107 Ir	108 Pt	109 Au	110 Hg
7	119 Uu	120 Uu	121 Uu	122 Uu	123 Uu	124 Uu	125 Uu	126 Uu	127 Uu	128 Uu

* Ряд лантанидов
 ** Ряд актиноидов



Неорганическая химия - изучает все химические элементы и их соединения.



Химические элементы

Водород



1,006

Хлор



35,453

1

17

АТОМЫ Н и Cl



Ионы

H^+

Cl^-



Молекулы

HCl



Все окружающие нас вещества состоят из атомов, ионов или молекул. Причем атомы, которых сейчас известно 111 видов, являются родоначальниками для двух других типов частиц: ионов и молекул. Эти частицы, соединяясь между собой химическими связями, образуют вещества.



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия - наука о веществах, закономерностях их превращений (физических и химических свойствах) и применении. В настоящее время известно более 100 тыс. неорганических и более 4 млн. органических соединений.

Химические явления: одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, при этом состав ядер атомов не изменяется.

Физические явления: меняется физическое состояние веществ (парообразование, плавление, электропроводность, выделение тепла и света, ковкость и др.) или образуются новые вещества с изменением состава ядер атомов.

Атомно - молекулярное учение.

1. Все вещества состоят из молекул.

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

2. Молекулы состоят из атомов.

Атом - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Различным элементам соответствуют различные атомы.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении; между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Химический элемент - это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек. В настоящее время известно 111 элементов: 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем.

Атомы существуют в свободном состоянии, в соединениях с атомами того же или других элементов, образуя молекулы. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется их строением.

Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него, образуя электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем.

Атомное ядро - центральная часть атома, состоящая из Z протонов и N нейтронов, в которой сосредоточена основная масса атомов.

Заряд ядра - положительный, по величине равен количеству протонов в ядре или электронов в нейтральном атоме и совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе. Сумма протонов и нейтронов атомного ядра называется массовым числом $A = Z + N$.

Изотопы - химические элементы с одинаковыми зарядами ядер, но различными массовыми числами за счет разного числа нейтронов в ядре.

Массовое

число $\rightarrow A$

Заряд $\rightarrow Z$

ядра

Э

63
29

Cu

и

65
29

Cu;

35
17

Cl

и

37
17

Cl

Атомы могут соединяться между собой не только в различных соотношениях, но и различным образом. Поэтому число веществ велико.

Состав и строение молекул определяют состояние вещества при выбранных условиях, а так же его свойства.

CO_2 – газ, SiO_2 – твердое вещество

При химических реакциях молекулы разрушаются , а атомы остаются неизменными.

В химических процессах атомы и молекулы переходят в заряженное состояние, т.е. образуют **ИОНЫ**.

Химическая формула - это условная запись состава вещества с помощью химических знаков (предложены в 1814 г.

Й. Берцелиусом) и индексов (индекс - цифра, стоящая справа внизу от символа. Обозначает число атомов в молекуле).

Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком отношении соединены между собой в молекуле.



Международная единица атомных масс равна 1/12 массы изотопа ^{12}C - основного изотопа природного углерода.

$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 \cdot m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Относительная атомная масса (A_r) - безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к 1/12 массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

$$M_r = m_r / (1/12 m(^{12}\text{C}))$$

m_r - масса молекулы данного вещества;

$m(^{12}\text{C})$ - масса атома углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.

$$M_r = \sum Ar(\text{Э})$$

Примеры.

$$M_r(\text{B}_2\text{O}_3) = 2 \cdot Ar(\text{B}) + 3 \cdot Ar(\text{O}) = 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) &= 1 \cdot Ar(\text{K}) + 1 \cdot Ar(\text{Al}) + 1 \cdot 2 \cdot Ar(\text{S}) + 2 \cdot 4 \cdot Ar(\text{O}) = \\ &= 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258 \end{aligned}$$

Количество вещества, моль. Означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов). Обозначается n (ν), измеряется в моль.

Моль - количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

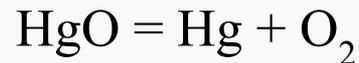
В 1 моле содержится 6.02×10^{23} частиц этого вещества

Масса одного МОЛЯ вещества, т.е. МОЛЯРНАЯ масса (M), численно совпадает с относительной молекулярной массой вещества M_r .

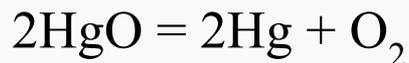
Составление химических уравнений

Включает три этапа:

1. Запись формул веществ, вступивших в реакцию (слева) и продуктов реакции (справа), соединив их по смыслу знаками "+" и "=" или \rightarrow :



2. Подбор коэффициентов для каждого вещества так, чтобы количество атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения было одинаково:



3. Проверка числа атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Закон сохранения массы веществ

(М.В.Ломоносов, 1748 г.; А.Лавуазье, 1789 г.)

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов 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.

В начале 20 века формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А.Эйнштейн, 1905 г.), согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия E связана с увеличением его массы m соотношением $E = m \times c^2$, где c - скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, т.к. 1 кДж энергии соответствует очень малому изменению массы. Однако, в ядерных реакциях, где изменение E в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях, изменение m следует учитывать.

Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Закон сохранения энергии

фундаментальный закон природы, установлен эмпирически

При любых взаимодействиях, имеющих место в изолированной системе, энергия этой системы остается ПОСТОЯННОЙ и возможны лишь ПЕРЕХОДЫ из одного вида энергии в другой.

Выделяющуюся и поглощающуюся энергию называют ТЕПЛОМ. Этот закон лежит в основе научного направления, которое называется ТЕРМОДИНАМИКОЙ

Закон постоянства состава (впервые сформулировал Ж.Пруст, 1808 г.)

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Закон кратных отношений (Д.Дальтон, 1803 г.)

Если два химических элемента дают несколько соединений, то массы одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

СО: число единиц массы кислорода,
приходящихся на одну единицу массы углерода = 1.33

Закон не справедлив для веществ в твердом состоянии

Закон объемных отношений

(Гей-Люссак, 1808 г.)

При одинаковых условиях объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа.

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

Примеры.

a) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ При окислении двух объемов оксида углерода (II) одним объемом кислорода образуется 2 объема углекислого газа, т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на 1

объем

b) При синтезе аммиака из элементов:

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ Один объем азота реагирует с тремя объемами водорода;

Закон Авогадро

(1811 г.)

В равных объемах любых газов, взятых при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул.

Закон справедлив только для газообразных веществ.

Следствия.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.
2. При нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Закон позволил оценить число атомов в молекулах газов (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2).

Определение молярных масс вещества в газообразном состоянии

По закону Авогадро, массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу , как их молекулярные массы:

$$m_1/m_2 = M_1/M_2$$

$$m_1/m_2 - \text{относительная плотность (D)} ; \quad D = M_1/M_2; \quad M_1 = D \times M_2$$

Плотности газов часто определяют по водороду ($M_{\text{H}}=2$): $M_1 = 2 \times D$

Объединенный газовый закон

объединение трех независимых частных газовых законов: Гей-Люссака, Шарля, Бойля-Мариотта

Используют для приведения объема газа, измеренного при реальных условиях (P, V, T) к нормальным условиям (P_0, V_0, T_0) .

Нормальные условия (н.у.) – $P=101.3$ кПа, $T=273$ К

$$PV / T = P_0 V_0 / T_0$$

И наоборот, из объединенного газового закона при $P = \text{const}$ ($P = P_0$) можно получить

$$V / T = V_0 / T_0 \text{ (закон Гей-Люссака)}$$

при $T = \text{const}$ ($T = T_0$):

$$PV = P_0 V_0 \text{ (закон Бойля-Мариотта);}$$

при $V = \text{const}$

$$P / T = P_0 / T_0 \text{ (закон Шарля).}$$

Уравнение Клайперона-Менделеева

Молярные массы газов вычисляют по уравнению состояния идеальных газов:

$$pV = (m / M) RT$$

m - масса газа (г);

M - молекулярная масса (г/моль);

p - давление (Па);

V - объем (m^3);

T - абсолютная температура ($^{\circ}K$);

R - универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/(моль \times К) или
0,082 л атм/(моль \times К).

Для данной массы конкретного газа отношение m / M постоянно, поэтому из уравнения Клайперона-Менделеева получается объединенный газовый закон.

ПАРЦИАЛЬНОЕ ДАВЛЕНИЕ

Газ, входящий в состав смеси, характеризуется своим парциальным давлением. Это то давление (p_i), которое производило бы имеющееся в смеси количество газа, если бы занимало весь объем.

Закон парциальных давлений Дальтона

(1801 г.)

Давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.
