

Курс лекций «Химия»

Вайтулевич Елена Анатольевна

Рекомендуемая литература к курсу лекций «Химия»

- Коровин Н.В. Общая химия – 2007. – 557 с.
- Фролов В.В. Химия – М. : Высш. шк., 1986. – 553 с.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник. – М. : Высш. шк., 2006. – 743 с.
- Зайцев О.С. Общая химия – М. : Высш. шк., 2007. – 557 с.

План лекции

1. Место химии в ряду наук о природе.
2. Особенности, разделы и задачи химии.
3. Химические вещества и их характеристики.
4. Химические элементы.
5. Количественные соотношения в химии
6. Основные законы химии

● Лекция 1

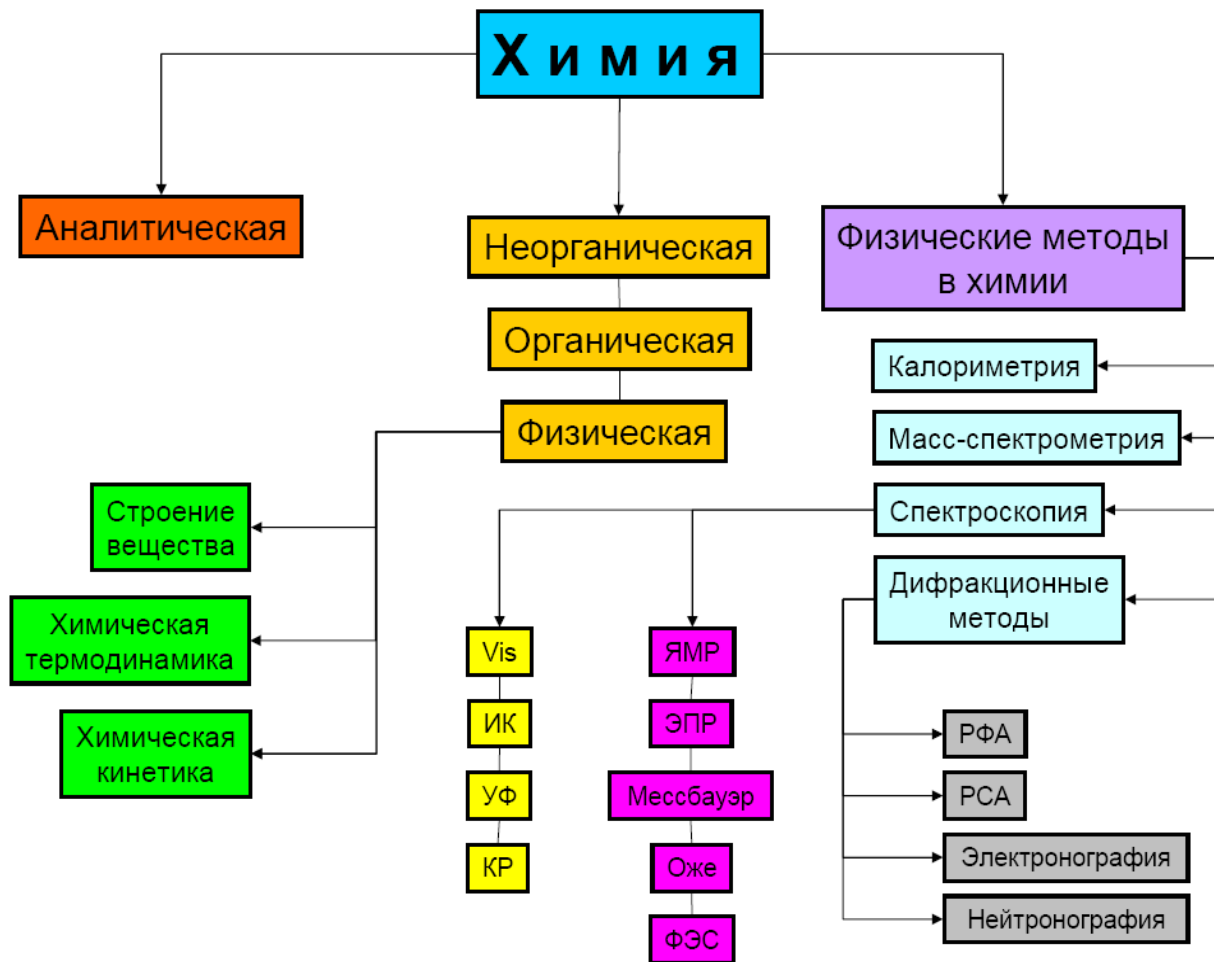
Введение.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Дополнительная литература:

Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Химия Уч. пособие
ТПУ, 2000

- **Химия** – наука, изучающая вещества и процессы их превращения, сопровождающиеся изменением состава и структуры.



Особенности химии как науки

- Отсутствие собственных законов
 - Многообразие объектов
 - Создание собственного предмета для изучения
 - большинство из 20 млн. веществ не существует в природе
- Основная задача химии – создание веществ с полезными свойствами

Задачи химии

- изучение качественного и количественного состава веществ
- изучение закономерностей превращения веществ

Вещества

Вещество – совокупность атомов, молекул, ионов

Индивидуальные
(чистые)

Простые
Сложные (химические
соединения)

- а) постоянного состава – CO_2
- б) переменного состава – TiO_x

Смеси

Вещество – химическое соединение имеющее определенный состав, структуру и свойства

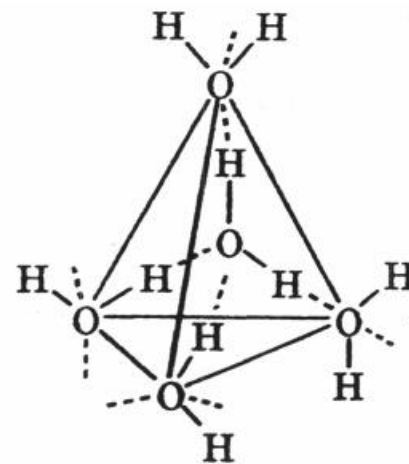
Молекула

- *это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.*
- **Молекула** – это совокупность атомов, соединенных химической связью, имеющая **строго** определенный состав.
- Молекулы имеют массу, размеры, химические свойства.
- Молекулы одного вещества одинаковы.
- Молекулы разных веществ имеют разный состав, разную массу, разные размеры, разные свойства.

Например все молекулы воды одинаковы.



Молекулы воды и йода разные I_2



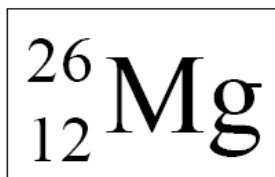
Молекула

- из молекул состоят вещества в газообразном состоянии
- в твердом (кристаллическом) состоянии из молекул состоят только вещества, имеющие молекулярную структуру(например, органические вещества, неметаллы (за небольшим исключением), оксид углерода (IV)CO₂, вода
- не имеют молекулярной структуры многие соли, оксиды и сульфиды металлов, алмаз, кремний, металлы.
Они состоят не из молекул, а из других частиц (ионов, атомов) и существуют в виде макротел.

АТОМЫ

- **Атом** (греч. ατομοζ – неделимый) – это наименьшая частица химического элемента, способная к самостоятельному существованию и являющаяся носителем его свойств.
- **Химический элемент** – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Обозначение: $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E$



- Атом представляет собой электронейтральную микросистему, состоящую из положительно заряженного ядра и соответствующего числа электронов.
- В случае одноатомных молекул (например, благородных газов) понятия атома и молекулы совпадают.

Изотопы

- **Изотопы** (греч. $\iota\sigma\omicron\zeta$ – одинаковый + $\tau\omicron\pi\omicron\zeta$ – место) – нуклиды, имеющие одинаковое число протонов, но различающиеся массовыми числами.
- **Нуклиды** (лат. *nucleus* – ядро) – общее название атомных ядер, характеризуются определенным числом протонов и нейтронов (величиной положительного заряда и массовым числом)

Изотопы – атомы одного и того же химического элемента.

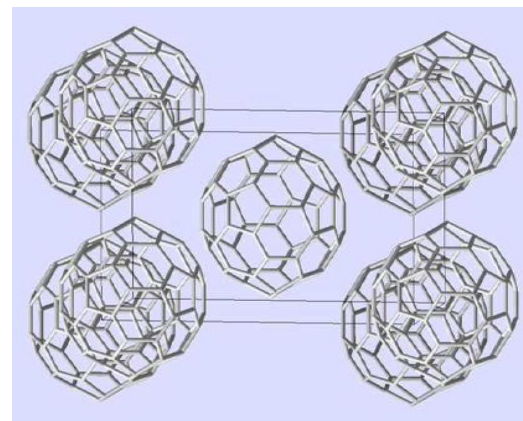
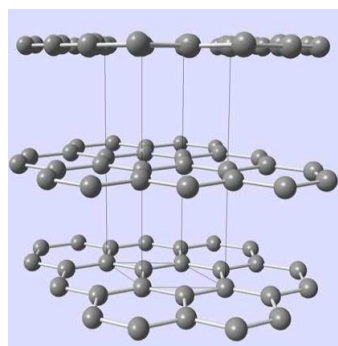
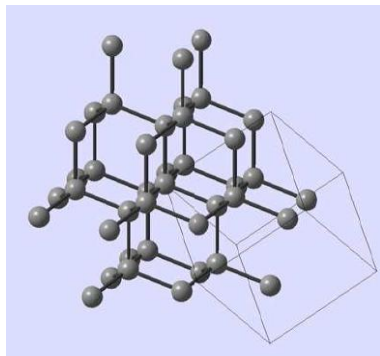
Например: ${}_{11}^{22}\text{Na}$, ${}_{11}^{23}\text{Na}$, ${}_{11}^{24}\text{Na}$ – изотопы натрия.

Аллотропия и полиморфизм

- **Простое вещество** – это форма существования химического элемента.

Многие элементы могут существовать в виде нескольких простых веществ,

например, углерод (графит, алмаз, карбин, фуллерены),



Известно около 400 простых веществ.

Аллотропия и полиморфизм

Аллотропия (греч. аллоо – другой + тропе – поворот) – способность химического элемента существовать в виде двух или нескольких простых веществ, отличающихся количеством атомов в молекуле (например, O_2 и O_3) или разной структурой кристаллов (графит и алмаз).

Полиморфизм (греч. полиморфоо – многообразный) – способность твердых веществ существовать в двух или нескольких формах с различной кристаллической структурой и различными же свойствами.

Такие формы называются полиморфными модификациями.

Например, FeS_2 может образовывать два вещества с различными кристаллическими структурами : пирит и марказит.

графит и алмаз – это и аллотропные формы, и полиморфные формы.

Количественные соотношения в химии

Атомная единица массы (а. е. м.) – единица измерения масс атомов, молекул и элементарных частиц. A_r

За атомную единицу массы принята $1/12$ массы нуклида углерода ^{12}C .

Масса этого нуклида в единицах СИ равна $1,9927 \cdot 10^{-26}$ кг.

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m_c = \frac{1,9927 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Молекулярная масса – масса молекулы, выраженная в а. е. м. Масса молекулы практически равна сумме относительных атомных масс входящих в нее атомов. M_r

Молярная масса вещества (M) – отношение массы этого вещества (m) к его количеству (n)

Размерность: г/моль

Количество вещества

Моль – единица измерения количества вещества. Обозначается **n**.

1 моль – это такое количество вещества, в котором содержится столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, радикалов), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C , а именно –

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – число Авогадро.

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

Основные законы химии

Закон сохранения энергии – энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но отдельные ее виды могут переходить друг в друга по строго определенным эквивалентным соотношениям.

Закон сохранения массы (М. В. Ломоносов, 1748 г.) – масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка.

Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

На основании этого закона проводятся все расчеты по уравнениям химических реакций.

Стехиометрические законы

Закон постоянства состава (Пруст, 1806 г.) – каждое химическое соединение имеет вполне определенный и постоянный состав.

Следствие: состав химического соединения не зависит от способа его получения

Дальтониды - вещества, состав которых подчиняется этому закону.

Бертоллиды – вещества, состав которых зависит от способа получения (например, оксиды переходных металлов).

Состав оксида титана TiO меняется в пределах:

от $TiO_{0.65}$ до $TiO_{1.25}$

Оксида железа состава FeO не существует:

от $FeO_{0.89}$ до $FeO_{0.95}$



John Dalton, 1766–1844

Закон кратных отношений (Дальтон Джон, 1803 г) – если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого, относятся между собой как небольшие целые числа.

$$m_1/m_2 = p A_1/A_2$$

где $p = 1, 2, \dots$

Например, при образовании поваренной соли **NaCl** отношение масс $m_{\text{Na}}/m_{\text{Cl}}$ хлора равно 23/35
($p = 1, A_{\text{Na}} = 23, A_{\text{Cl}} = 35$).

Эквивалент. Закон эквивалентов

Согласно международной системе единиц (СИ):

1 эквивалент вещества - реальная или условная частица, которая в данной обменной реакции соединяется с одним ионом водорода или вытесняет его из соединения, либо каким-то опосредованным образом стехиометрически равноценна ему.

Масса одного эквивалента элемента называется его **эквивалентной массой**. M_3

$$M_3 = f M$$

f – фактор эквивалентности

Эквивалент. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов - массы веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, пропорциональны их эквивалентным массам.

$$m_1/m_2 = M_{э1}/M_{э2}$$

Газовые законы

Закон Авогадро – в равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях содержится одинаковое число молекул.

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

Следствие 2: При нормальных условиях (н. у.):

$t = 0^\circ\text{C}$ ($T = 273\text{ K}$), $p = 101325\text{ Па} = 101,325\text{ кПа} = 1\text{ атм} = 760\text{ мм рт. ст.}$ - 1 моль любого идеального газа равен $22,4\text{ л/моль}$ ($22,4 \cdot 10^{-2}\text{ м}^3$) (**молярный объем V_M**)

Следствие 3: 1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц - $6,023 \cdot 10^{23} = N_A$ - **число**

Авогадро

Следствие 4:
условиях (темп.
пропорционал

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{\nu M}{V} = \text{const} \cdot M,$$

ри одинаковых

Закон Авогадро

Для газов вводят понятие **относительной плотности одного газа по другому**. $D_A(X)$ – относительная плотность газа X по газу A:

$$D_A(X) = \frac{\rho_X}{\rho_A} = \frac{M_X}{M_A} \quad \text{при } p_X = p_A \text{ и } t_X = t_A.$$

Уравнение Клапейрона-Менделеева

$$pV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К), а M – молярная масса вещества, которая численно совпадает с M_r .

Уравнение можно записать в виде:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \nu \cdot R, \quad \frac{p \cdot V}{T} = \text{const.}$$

объединённый газовый закон

Из него получаются законы

$T = \text{const}$ $PV = \text{const}$ — закон Бойля — Мариотта.

$p = \text{const} \Rightarrow \frac{V}{T} = \text{const}$ — закон Гей-Люссака.

$V = \text{const} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{const}$ — закон Шарля