



Введение. Основные законы и понятия химии

03/09/2010

Воронова Гульнара Альфридовна
Кафедра общей и неорганической химии

voronova@tpu.ru



Химия – часть естествознания, предметом изучения которого является **материя**

Формы движения **материи**



механическая электрическая тепловая химическая...

Материя проявляется в форме **вещества** (имеет массу покоя) и **поля** (не имеет массу покоя)



Предмет и назначение химии

Химия изучает химическую форму движения материи (качественное изменение веществ, превращение одних веществ в другие)

Химия – это наука о веществах и их превращениях

Назначение химии - получение необходимых человеку функциональных материалов:

- Строительных материалов
- Полимеров
- Лекарств, витаминов и биосовместимых материалов
- Удобрений
- Полупроводников
- Топлива
- Сорбентов и др.



Разделы общей химии

1. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия и законы химии. Периодический закон.
2. Строение вещества
 1. Строение атома
 2. Химическая связь
3. Закономерности протекания химических процессов
 1. Химическая кинетика
 2. Энергетика химических процессов
 3. Химическое равновесие
4. Растворы
 1. Электролиты
 2. Неэлектролиты
5. Электрохимические процессы
 1. Гальванические элементы
 2. Электролиз
 3. Коррозия и защита от коррозии

Основные понятия химии

- **Атом** – это электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов.

$$m(\text{H})=1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \quad R(\text{H})=0,037 \text{ нм}$$

- **Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Порядковый номер	→ 1	H	← Символ элемента (Hydrogen, лат.)
Атомная масса	→ 1,008	1s	← Валентные электроны

- **Молекула** – наименьшая частица хим.соединения (простого или сложного), определяющая его свойства и способная к самостоятельному существованию



Основные понятия и законы химии.

Атомно-молекулярное учение



Литература:

Теория

- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.
- Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.
- Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия.
- Угай Я.А. Общая и неорганическая химия.

Задачи

- Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н. Задачи, упражнения и вопросы по общей химии (новое издание с 2008 г.).
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии.

Лабораторные работы

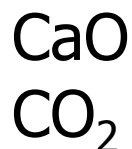
- Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторные работы по общей и неорганической химии.

Справочники

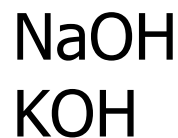
- Стась Н.Ф. Справочник по ОНХ
- Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник. 7

Классификация неорганических веществ

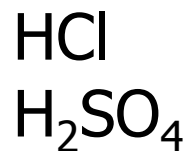
Оксиды



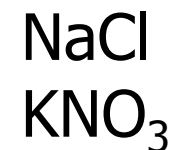
Основания



Кислоты



Соли



Сложные вещества (оксиды, основания, кислоты, соли) состоят из атомов разных элементов

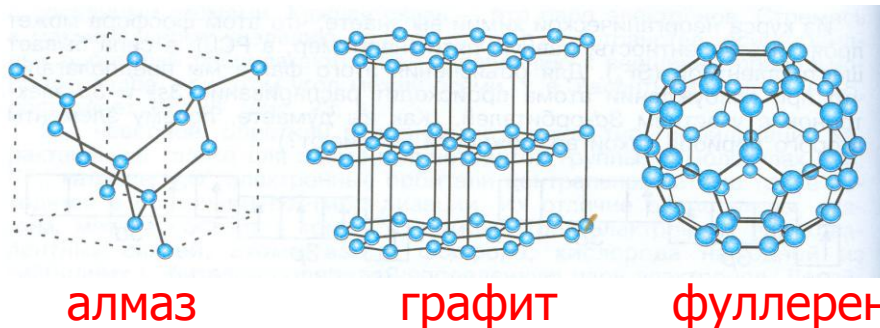
Совокупность реакций, в которые вступает химическое вещество, называется *химическими свойствами*

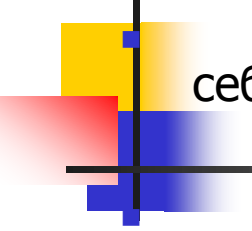
- 
- **Простое вещество** – это вещество, состоящие из атомов одного элемента.

$\text{Cl}_2, \text{H}_2, \text{O}_2, \text{O}_3, \text{Fe}, \text{Ca} \dots$

- **Аллотропия** – способность атомов одного элемента образовывать одно или несколько простых веществ.

Аллотропные модификации углерода





Валентность – это способность атома данного элемента присоединять к себе определённое число атомов других элементов.

Количество вещества n (моль)

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных единиц, сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C

Число Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

- **Углеродная единица** (атомная единица массы)

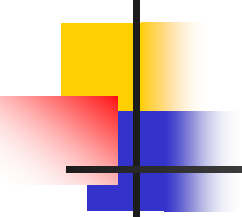
$$1 \text{ аем} = 1,66043 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

- **Относительная атомная масса (A_r)** – масса атома по отношению к **аем**
- **Молекулярная масса (M_r)** – масса молекулы по отношению к **аем**

$$M_r = \sum A_r$$

- **Молярная масса (M)** – масса 1 моль вещества, выраженная в граммах [г/моль]

$$M = m/n \quad M = \sum A$$



Эквивалент – это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции способна присоединять или вытеснять 1 катион водорода (H^+), а в окислительно-восстановительной реакции отдавать или принимать 1 электрон.

Фактор эквивалентности (f)

Количественной характеристикой эквивалента является **фактор эквивалентности (f)**.

f - показывает, какая часть реальной частицы составляет её эквивалент:

$$f = 1/z.$$

	H_2O	H_2O_2	NH_3	CH_4
f	$1/2$	1	$1/3$	$1/4$

Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) – это масса 1 моль эквивалентов.

	H_2O	H_2O_2	NH_3	CH_4
$M_{\text{эк.}}$ Г/МОЛЬ	$16/2$	$16/1$	$14/3$	$12/4$

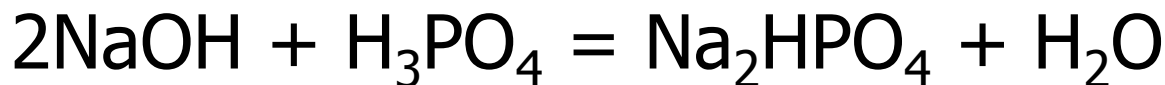


Расчет эквивалентных масс

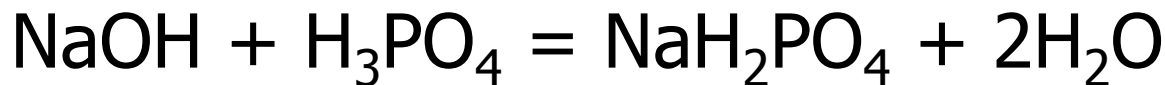
Молярная масса эквивалента соединения:

$$M_{\text{эк.}} = M \cdot f, \quad \text{где } f=1/z$$

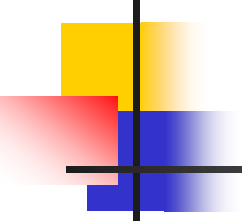
Для кислоты z равно числу замещённых в реакции катионов H^+ :

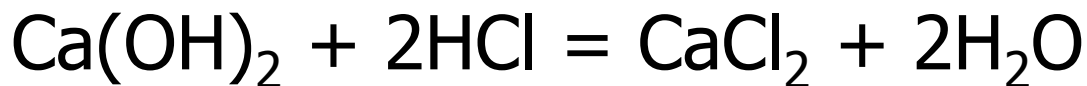


$$M_{\text{эк.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{эк.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/1 = 98 \text{ г/моль}$$

- 
-
- для основания z равно числу замещённых в реакции OH-групп.



$$M_{\text{эк.}}(\text{Ca(OH)}_2) = 74/2 = 37 \text{ г/моль}$$

- для соли z равно числу катионов, умноженному на их валентность.

$$M_{\text{эк.}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M/2 \cdot 3$$

- 
-
- В ОВР:



$$M_{\text{эк.}}(\text{KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) / \mathbf{5}$$



Основные законы химии

- **Фундаментальные законы**
- **Частные (стехиометрические) законы**



Фундаментальные законы

- Закон сохранения массы – энергии
- Закон сохранения заряда
- Периодический закон



Стехиометрические законы

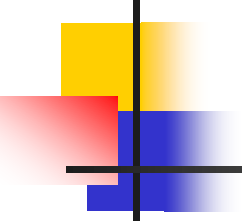
- Закон эквивалентов

Вещества реагируют друг с другом в строго эквивалентных соотношениях

1792 -1794 гг (Рихтер), следствие:

Массы реагирующих без остатка веществ относятся друг к другу как их эквивалентные массы.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ЭК}1}}{M_{\text{ЭК}2}}$$



■ **Закон постоянства состава** (1801 -1808 г., Пруст):
любое химически чистое соединение, не зависимо
от способа его получения, имеет один и тот же
постоянный состав*

**не всегда применимо к кристаллическим веществам*

Дальтони́ды – соединения постоянного состава.

Бертолли́ды – соединения переменного состава.

Примеры: $\text{ZrN}_{0,89}$, $\text{ZrN}_{0,74}$, $\text{ZrN}_{0,69}$, $\text{ZrN}_{0,59}$



- **Закон Авогадро (1811 г.)**

в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число структурных единиц (молекул, атомов, ионов ...).



Следствия из закона Авогадро

- 1 моль любого газа при н.у. содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц.

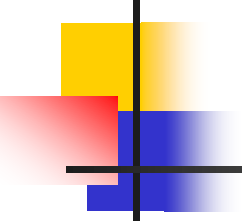
$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

- 1 моль любого газа при н.у. занимает объём 22,4 л.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль} \quad - \text{ молярный объем газа}$$

- Отношение молярных масс двух газов называется относительной плотностью одного газа по другому:

$$M_1/M_2 = D$$

- 
-
- Закон удельных теплоёмкостей
(1829 г, Дюлонг, Пти):

Произведение удельной теплоёмкости ($c_{уд.}$) простого твёрдого вещества на его атомную массу (A) является величиной приблизительно постоянной и равной 26 Дж/К·моль.

$$C_{уд.} \cdot A \approx 26 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль.}$$



- Закон Бойля-Мариотта: $PV = \text{const}$

- Закон Гей-Люссака: $V_1/V_2 = T_1/T_2$

- Уравнение Клапейрона:

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2 = \text{const}$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона



$$PV = nRT$$

P – давление, Па;

V – объём, м³;

n – количество вещества, моль;

$n = m/M$;

R - универсальная газовая постоянная,
равная 8,31 Дж/К·моль;

T – температура, К.