

# ХИМИЯ

Лектор: Соколова Светлана  
Анатольевна

Лекции: 14 ч

ЛПЗ: 26 час

Тетради:

1. Конспект лекций (общая тетрадь)
2. Лабораторный журнал (тетрадь на 48 листов).



# Литература

Основная:

№ п/п	Автор	Заглавие	Гриф издания	Издательство	Год издания	Кол-во экз. в библи.
1	Князев Д. А., Смарыгин С. Н.	Неорганическая химия : Учебник	МО РФ	Юрайт	2012	145
2	Павлов Н. Н.	Общая и неорганическая химия : Учебник		Лань	2011	215
3	Хомченко Г. П., Цитович И. К.	Неорганическая химия : Учебник		Гранит	2009	80
4	Глинка Н. Л.	Общая химия : Учебное пособие		КноРус	2009	50

[chemistry.vsau.ru](http://chemistry.vsau.ru)



УЧЕБНЫЙ ПРОЦЕСС



**38.03.07 Товароведение**



**ХИМИЯ**

# Основные химические понятия и законы

**Атом** – электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов.

Определенный вид атомов, характеризующийся одинаковым зарядом ядра, называется **химическим элементом**. Каждый элемент имеет свое название и свой символ, например: гелий He, медь Cu, фосфор P.

Сумма протонов и нейтронов равна массовому числу  $A$ :  $A=Z+N$ , где  $Z$ - число протонов (порядковый номер),  $N$  – число нейтронов.

Атомы, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре, называются **изотопами**:  $^{12}\text{C}$  и  $^{14}\text{C}$  (изотопы углерода); H, D, T (изотопы водорода).

**Молекула** – это электронейтральная наименьшая совокупность атомов, образующих определенную структуру посредством химических связей.

Молекулы могут содержать атомы только одного элемента ( $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{P}_4$ ), такие вещества называются **простыми веществами**.

Вещества, молекулы которых состоят из атомов различных элементов, называют **сложными веществами**:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

*Относительной атомной массой элемента* называют отношение абсолютной массы атома к 1/12 части абсолютной массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  ( $A_r$ ).

*Относительной молекулярной массой* называют отношение абсолютной массы молекулы к 1/12 части абсолютной массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  ( $M_r$ ).

Таким образом, 1/12 часть абсолютной массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  называется *атомной единицей массы* (а. е. м.).

$$1 \text{ а. е. м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Абсолютные ( $m_A$ ,  $m_M$ ) и относительные массы связаны соотношениями:

$$m_A = A_r \cdot 1 \text{ а. е. м.}$$

$$m_M = M_r \cdot 1 \text{ а. е. м.}$$

*Моль* - это единица количества вещества ( $\nu$ ), содержащая столько структурных единиц данного вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода, состоящего только из изотопа  $^{12}\text{C}$ .

1 моль содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц (атомов, молекул, ионов). Это число называется *числом Авогадро* ( $N_A$ ).

Масса одного моль вещества называется *молярной массой* ( $M$ ), имеет размерность *г/моль*.

$$M = m / \nu$$

Раздел химии, в котором рассматриваются массовые или объемные отношения между реагирующими веществами, называется *стехиометрией*.

# Основные стехиометрические

## законы

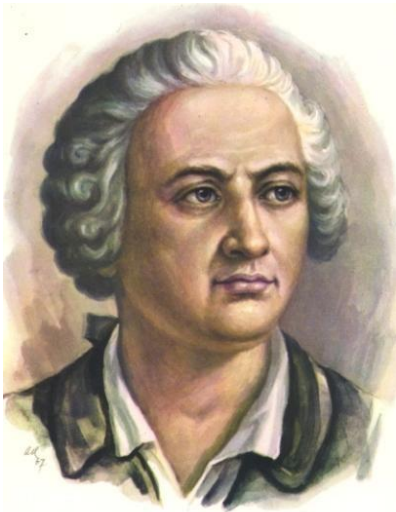
1. *Закон сохранения массы веществ* (М. В. Ломоносов, 1748-1756гг.; Антуан-Лоран Лавуазье, французский химик, 1777 г ).

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

2. *Закон постоянства состава* (Жозеф Луи Пруст, французский химик, 1801 г.)

*Каждое чистое соединение независимо от способа его получения всегда имеет один и тот же состав.*

• В действительности состав некоторых соединений может колебаться в определенных пределах (*бертоллиды*:  $V_{0,9-1,3}O$ ;  $MnO_{1,6}$ ). Состав большинства соединений строго соответствует требованиям закона Пруста (*дальтонида*).



М. В. Ломоносов



Антуан-Лоран Лавуазье



Джон Дальтон



Луи Гей-Люссак



Жозеф Луи Пруст



### 3. *Закон Авогадро* (Амедео Авогадро, итальянский химик, 1811 г.)

*В равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул.*

Из закона Авогадро вытекают два следствия.

*I. При нормальных условиях ( $T=273\text{K}$ ,  $P=101,325\text{ кПА}$ , ) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Этот объем называется *молярным объемом газа* при н.у. ( $V_m$ ).*



*II. Плотности газов относятся как их относительные молекулярные массы:*

$$\rho_1 / \rho_2 = M_{r1} / M_{r2} = D_i$$

$D_i$ - относительная плотность одного газа по другому.

Амедео Авогадро

4. *Закон эквивалентов* (Иеремия Вениамин Рихтер, немецкий химик, 1792-1800 гг).

*Вещества реагируют друг с другом в отношениях, пропорциональных их химическим эквивалентам*

## ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ

*Химический эквивалент* – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях замещает, присоединяет (или отдает) один ион  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон.



И. В.Рихтер

В кислотно-основной реакции



эквивалентом серной кислоты является

реальная

частица – молекула серной кислоты.

В кислотно-основной реакции



эквивалентом серной кислоты является

условная

частица –  $\frac{1}{2}$  молекулы серной кислоты.

В окислительно-восстановительной реакции



эквивалентом серной кислоты является

условная

частица –  $\frac{1}{2}$  молекулы серной кислоты.

Сера из степени окисления +6 восстанавливается до степени окисления +4, принимая 2 электрона.

# ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

Фактор эквивалентности – это число, показывающее, какая доля реальной частицы эквивалентна одному катиону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Фактор эквивалентности обозначают так:

$$f_{\text{эkv}}$$

## ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

В первой реакции



фактор эквивалентности серной кислоты  
равен

1

## ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

Во второй реакции



фактор эквивалентности равен

?

1/2

# ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

Итак:

1. Для кислот фактор эквивалентности равен 1, деленной на число катионов водорода



из состава каждой молекулы кислоты, участвующих в реакции.

## ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

2. Для оснований фактор эквивалентности равен 1, деленной на число гидроксид-ионов основания

$\text{OH}^-$ ,

вступающих в реакцию



## ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

3. Для солей фактор эквивалентности равен 1, деленной на произведение числа катионов (анионов) и их заряда, взятого по модулю.

# МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА

Молярная масса эквивалента ( $M_{\text{Э}}$ ) – масса 1 моль эквивалентов.

Она равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

Для второй реакции:

$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Молярная масса эквивалента имеет размерность  
**Г/МОЛЬ**

# НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОСТЫЕ

М  
е  
т  
а  
л  
л  
ы

Н  
е  
м  
е  
т  
а  
л  
л  
ы

ОКСИДЫ  
(солеобразующие)

О  
с  
н  
о  
в  
н  
ы  
е

А  
м  
ф  
о  
т  
е  
р  
н  
ы  
е

К  
и  
с  
л  
о  
т  
н  
ы  
е

СЛОЖНЫЕ

ГИДРОКСИДЫ

О  
с  
н  
о  
в  
а  
н  
и  
я

А  
м  
ф  
о  
л  
и  
т  
ы

К  
и  
с  
л  
о  
т  
ы

СОЛИ

О  
с  
н  
о  
в  
н  
ы  
е

С  
р  
е  
д  
н  
и  
е

К  
и  
с  
л  
ы