

***ЛЕКЦИЯ №1***

***Введение.***

***Основные понятия химии.***

***Законы стехиометрии.***

**Поддубная Ольга Владимировна,  
канд. с.-х. наук, доцент**

Тел. (8-0-2233) 59489 кафедра

E-mail:

[olga.gorki@mail.ru](mailto:olga.gorki@mail.ru) ,  
[kh.baa@mail.ru](mailto:kh.baa@mail.ru)

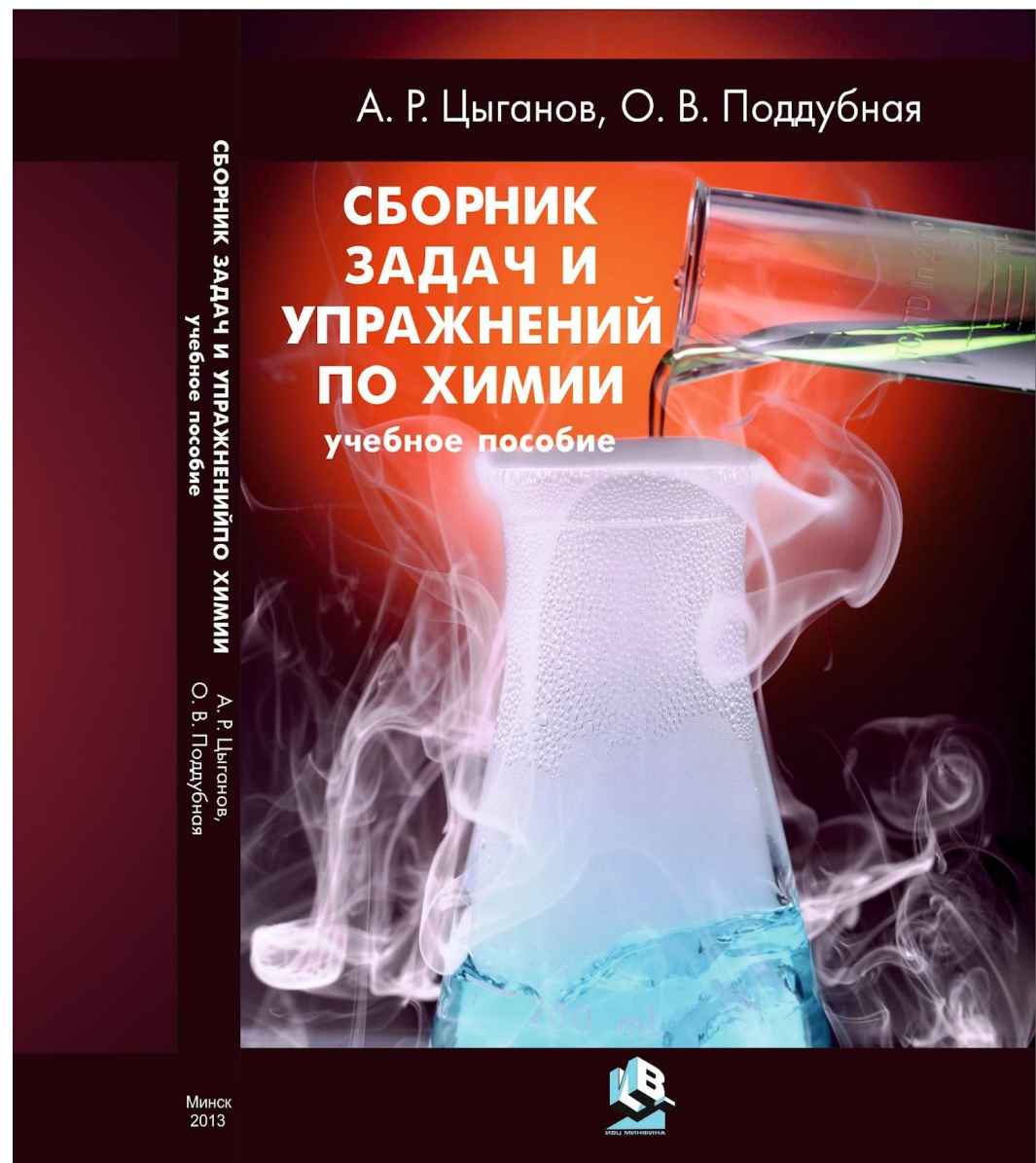
# Литература

**Химия: Учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие /**  
О. В. Поддубная, И. В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2014. – 504 с.



# Литература

**Цыганов, А. Р.**  
Сборник задач и  
упражнений по  
химии: Учеб.  
пособие / А. Р.  
Цыганов, О. В.  
Поддубная. – Минск:  
ИВЦ Минфина, 2013.  
– 236 с.



# Литература

**Химия. Учебно-методический комплекс : учебно-методическое пособие /**  
**О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Е. В. Мохова.**  
– Горки : БГСХА, 2014.  
– 404 с.



# Литература

- **Химия. Общая химия с основами аналитической :** учебно-методическое пособие / А. Р. Цыганов [и др.]. – Горки : БГСХА, 2012. – 204 с.
- ISBN 978-985-467-393-6.

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА  
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ  
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Кафедра химии

**ХИМИЯ**

**Общая химия  
с основами аналитической**

*Рекомендовано Учебно-методическим объединением  
по образованию в области сельского хозяйства в качестве  
учебно-методического пособия для студентов учреждений  
высшего образования, обучающихся по специальностям  
1-74 03 01 Зоотехния, 1-74 03 03 Промышленное рыбоводство*

Горки  
БГСХА  
2012

# ***План:***

- 1. Химия как наука о веществах и их превращениях. Цели и задачи изучения дисциплины.***
- 2. Международная номенклатура неорганических соединений.***
- 3. Основные понятия химии.***
- 4. Основные стехиометрические законы.***
- 5. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.***

***1. Химия как наука о веществах и их превращениях.  
Цели и задачи изучения дисциплины.***



*Химия - наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.*

- Цель изучения химии - освоить современные представления о строениях как атомов и молекул, так и вещества в целом, а также об основных законах, управляющих процессами превращения веществ.*

***2.Международная  
номенклатура  
неорганических соединений.***

**Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно более 20 миллионов химических соединений.**

**Несмотря на столь многочисленный состав, большинство неорганических соединений**

**укладываются в общую схему классификации, которая выглядит следующим образом:**

• **Металлы и неметаллы**                      *простые вещества*

• **Оксиды**

• **Основания**

• **Кислоты**

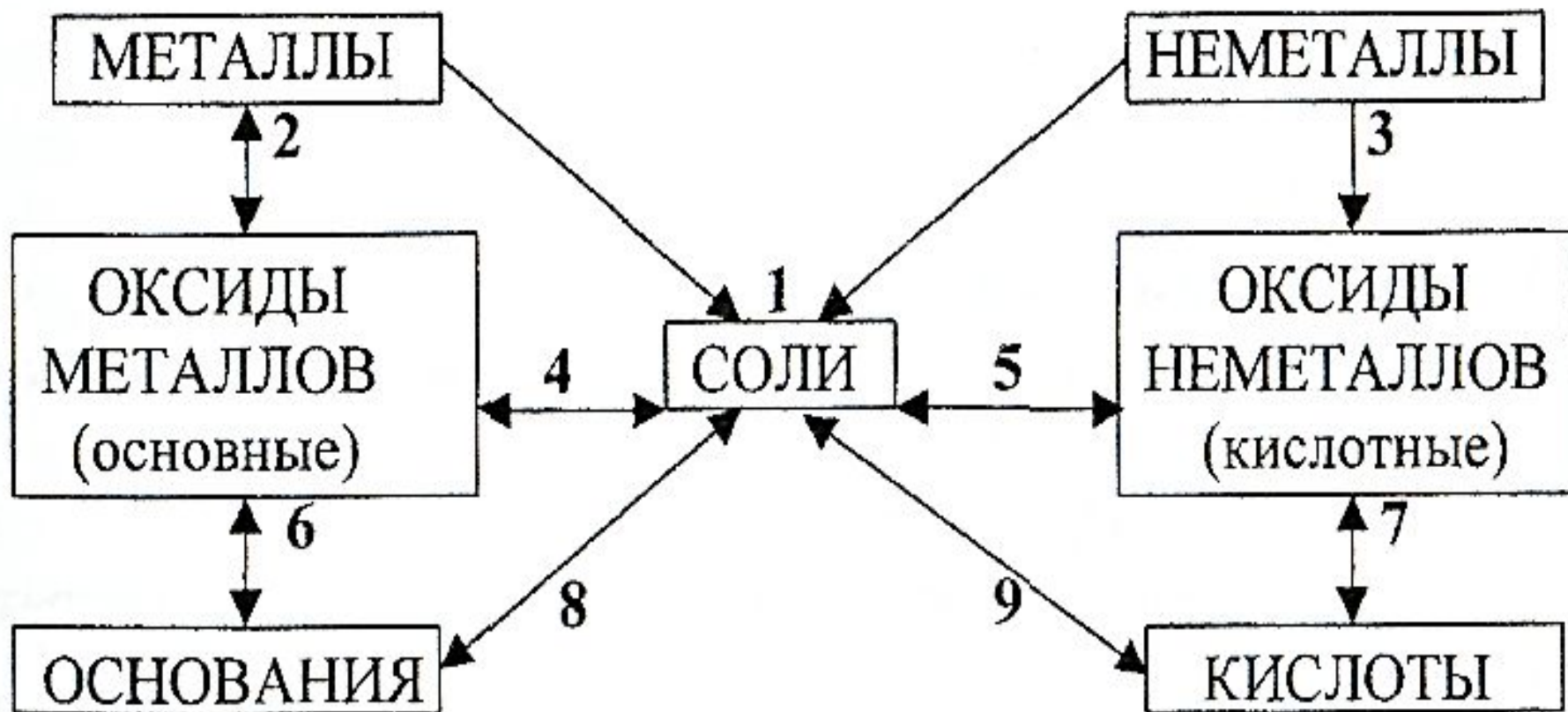
• **Соли**

*сложные вещества*

Существует связь между указанными классами, что позволяет получать вещества одного класса из веществ другого класса.

Такая связь называется *генетической*.

Ее удобно отобразить в виде блок-схемы:



# Формулы и название кислот и кислотных остатков

Название кислот	Формулы кислот	Название кислотных остатков средних солей
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фторид
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлорид
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромид
Иодоводородная	$\text{HI}$	Иодид
Циановодородная	$\text{HCN}$	Цианид
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфид
Селеноводородная	$\text{H}_2\text{Se}$	Селенид
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонат
Метакремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Метасиликат
Ортокремниевая	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Ортосиликат
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Арсенат
Мышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Арсенит
Метафосфорная	$\text{HPO}_3$	Метафосфат
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфат
Пиро(ди)фосфорная	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	Пиро(ди)фосфат

## 3. Основные понятия химии

- В химических расчетах используется единица количества вещества – ***моль***. Один моль любого вещества содержит число Авогадро ( $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ ) частиц, из которых оно состоит.
- Масса одного моль вещества называется ***молярной массой (M)***

## **4. Основные стехиометрические законы**

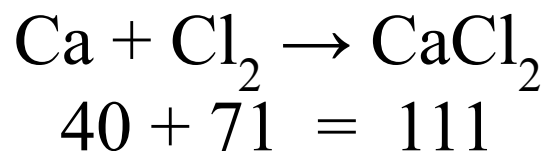
**Стехиометрия** –

**раздел химии, который рассматривает количественные соотношения между реагирующими веществами.**

**Теоретической основой расчетов количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в уравнениях химических реакций являются стехиометрические законы химии.**

## 4.1. Закон сохранения массы и энергии: (Ломоносов, 1748)

Масса веществ, вступающих в реакцию равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



М.В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии. Взаимодействие массы и энергии выражается уравнением А. Эйнштейна:  $E=mc^2$  ;  $c=3 \cdot 10^8$  м/с.

### **Современная формулировка:**

**В изолированной системе сумма масс (энергий) веществ до химической реакции равна сумме масс (энергий) образовавшихся веществ после реакции.**



## 4.2. Закон постоянства состава (Пруст, 1808)

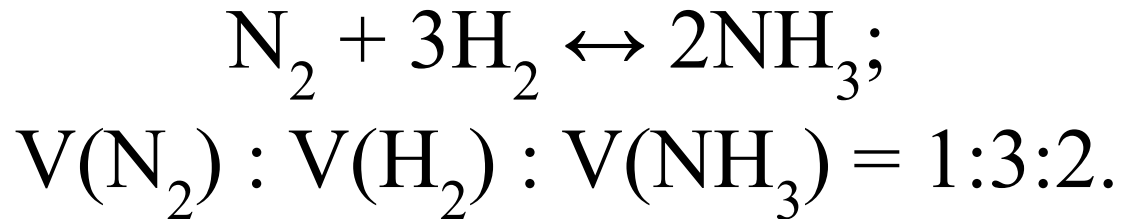
- Любое сложное вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав. В природе существуют вещества с молекулярной и кристаллической (ионной) структурой: вещества с постоянным составом – дальтониды ( $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CO}_2$ );
- вещества переменного состава – бертоллиды (от  $\text{TiO}_{0,7}$  до  $\text{TiO}_{1,3}$ ).

## 4.3. Закон кратных отношений (Дальтон, 1803)

- Атомы в молекуле, а также их массы относятся друг к другу как небольшие целые числа.  $C : H = 1 : 2$ ;
- Если два элемента образуют между собой более одного соединения, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

## 4.4. Закон простых объёмных отношений (Гей-Люссак, 1808)

- Объёмы вступающих в реакцию газов, а также объёмы газообразных продуктов реакции относятся между собой как небольшие целые числа.



## 4.5. Закон Авогадро

- В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях ( $p, t$ ) содержится одинаковое число молекул.

Следствие 1: Один моль любого газа в нормальных условиях занимает объём

***22,4 л/моль*** –  $V_m$  молярный объём.

Н.у. :  $p = 1 \text{ атм}$  ;  $101 \text{ кПа}$ ,  $T = 0^\circ \text{ С}$ ;  $273^\circ \text{ К}$ .

- Следствие 2: Отношение плотностей двух газов прямо пропорционально отношению их молярных масс:  ***$\rho_1 / \rho_2 = M_1 / M_2 = D$*** ;

$$D(\text{H}_2) = M(\text{газа})/2 ; \quad D(\text{возд.}) = M(\text{газа})/29$$

## 4.6. Закон Менделеева – Клапейрона

$$pV = nRT ; \quad R = 8,314; \text{ если } p = \text{Па}, V = \text{м}^3;$$
$$R = 0,082; \quad \text{если } p = \text{атм}, V = \text{л}.$$

## 4.7. Объединённый газовый закон.

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

## 5. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.

- **Эквивалент** – условная или реальная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции соответствует одному катиону  $H^+$ , а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.
- Реальная частица – молекула, атом или ион, условная частица – определенная часть молекулы, атома или иона.

**Фактор эквивалентности ( $f_{\text{ЭКВ}}$ )** –  
доля условной или реальной частицы  
эквивалента вещества.

$$f_{\text{ЭКВ}} = 1/z ,$$

где  $z$  – степень окисления элемента или  
число эквивалентности;

$$f_{\text{ЭКВ}} \leq 1; f_{\text{ЭКВ}} (\text{O}^{-2}) = 1/2$$

$M_{\text{ЭКВ}}(x)$  – молярная масса эквивалента –  
это молярная масса 1 моль эквивалента  
вещества; рассчитывается по формуле

$$M_{\text{ЭКВ}}(x) = M_{(x)} * f_{\text{ЭКВ}} .$$

# При вычислении молярных масс эквивалентов веществ необходимо учесть следующее:

- молярная масса эквивалента оксида равна сумме молярных масс эквивалентов кислорода и элемента, входящего в состав оксида;
- молярная масса эквивалента кислоты равна:

$$M_{\text{экв (к-ты)}} = M_{\text{(к-ты)}} * f_{\text{экв}}, \text{ где } f_{\text{экв (к-ты)}} = 1/ \text{число } H^+$$

- молярная масса эквивалента основания равна:

$$M_{\text{экв (осн)}} = M_{\text{(осн)}} * f_{\text{экв}}, \text{ где } f_{\text{экв (осн)}} = 1/ \text{число } OH^-$$

- молярная масса эквивалента соли равна:

$$M_{\text{экв (соли)}} = M_{\text{(соли)}} * f_{\text{экв}}, \text{ где } f_{\text{экв (соли)}} = 1/ (\text{число Me} * \text{ст. ок. Me})$$

- молярная масса эквивалента сложного вещества не является величиной постоянной, а зависит от химической реакции, в которой принимает участие данное соединение.



## Эквивалентные объёмы газов:

$$V_{\text{ЭКВ}}\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right) = 11,2 \text{ л/моль};$$

$$V_{\text{ЭКВ}}\left(\frac{1}{4} \text{O}_2\right) = 5,6 \text{ л/моль}.$$

# Закон эквивалентов

массы веществ  $m$ , реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов  $M_{\text{экв}}$  :

$$m_1 / m_2 = M_{\text{экв}1} / M_{\text{экв}2}$$

*Спасибо за внимание!*