

учебная дисциплина «ХИМИЯ»

Раздел 1. «Общая химия»
Раздел 2. «Основные методы
аналитической химии»



**Поддубная Ольга Владимировна,
кандидат сельскохозяйственных наук,
доцент**

Тел. (8-02233) 59489 кафедры

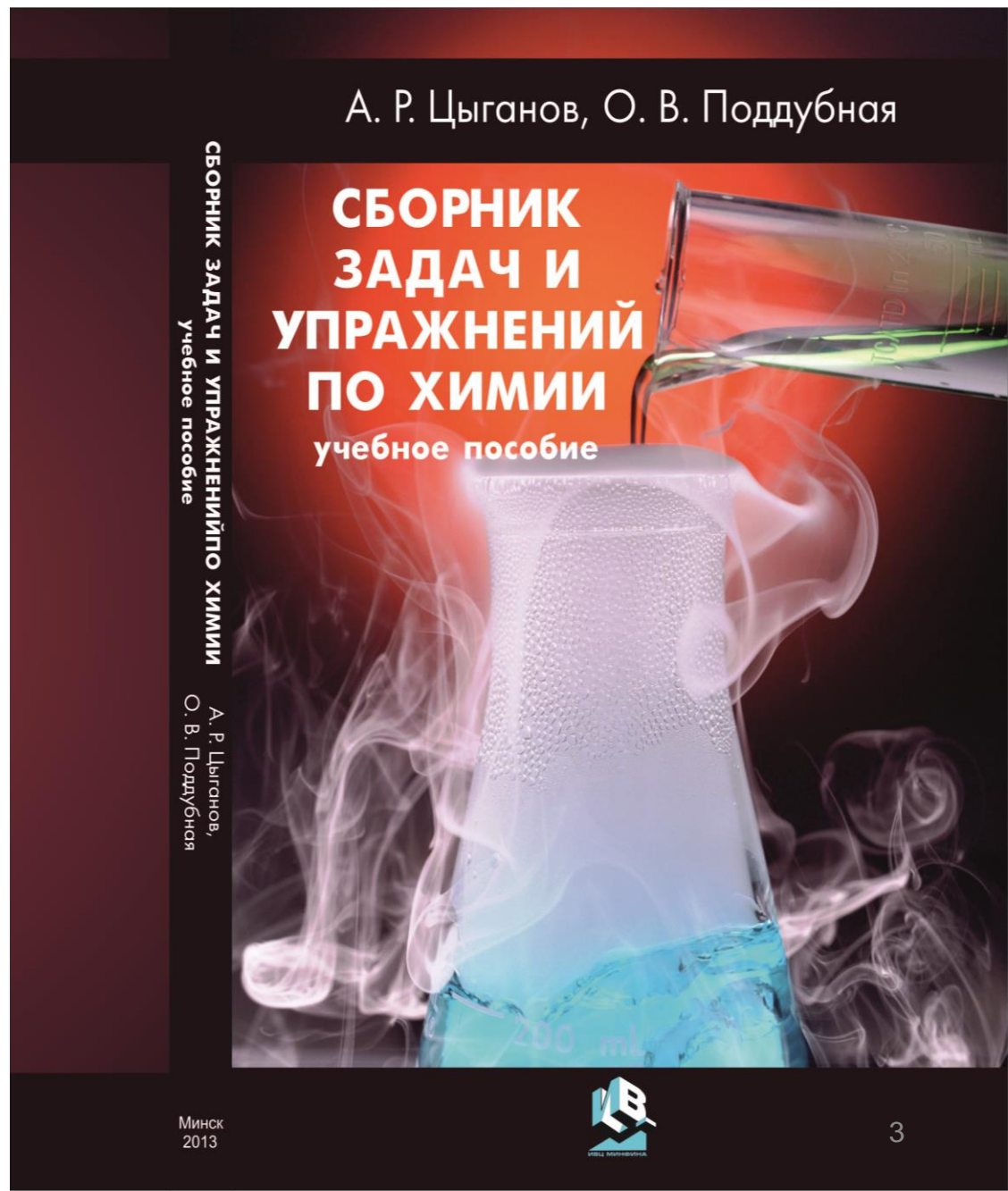
E-mail:

olga.gorki@mail.ru

kh.baa@mail.ru

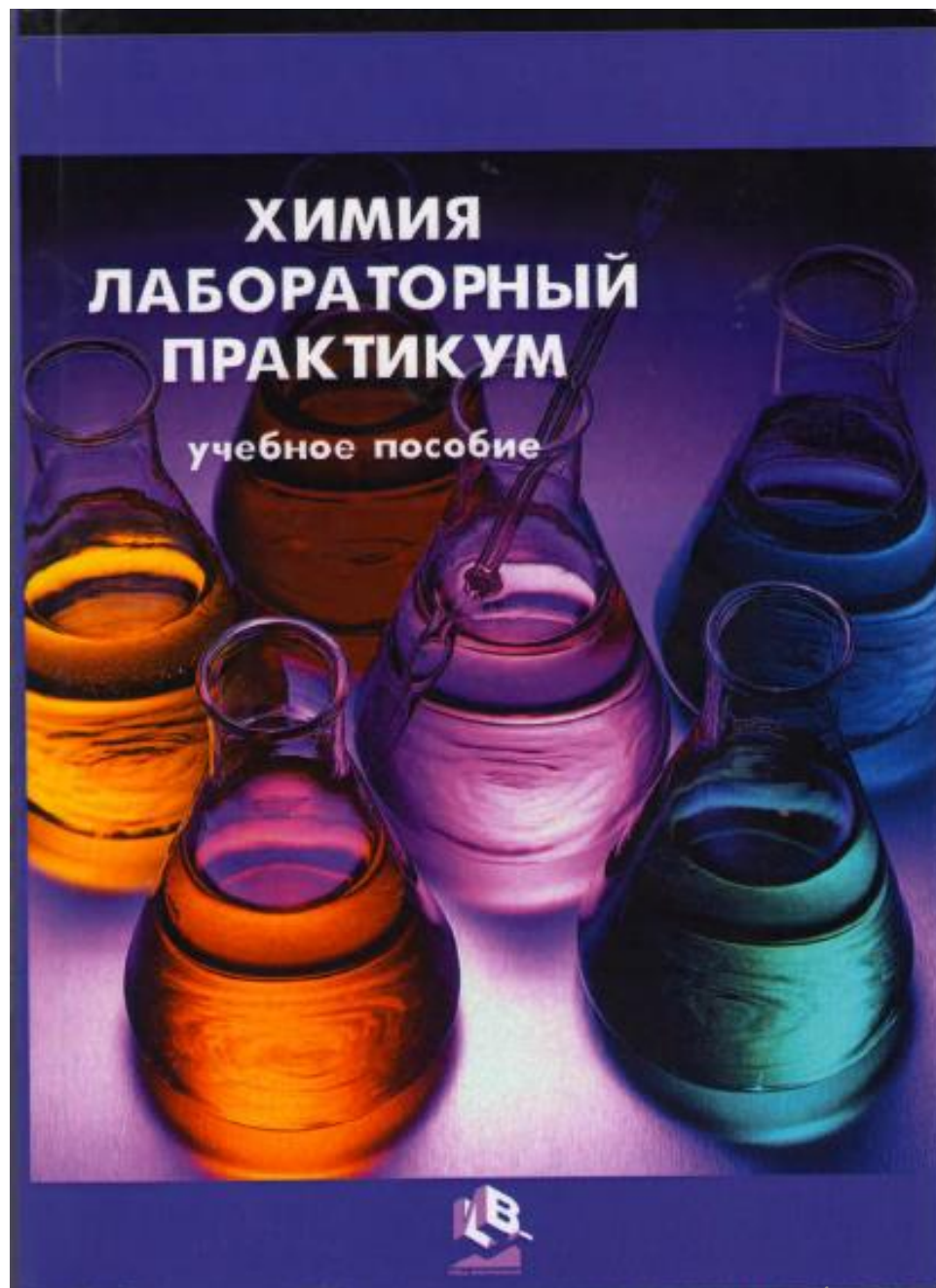
Литература

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. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак. – Минск : ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с



Литература

Химия: Учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И. В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2014. –402 с.

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Кафедра химии

ХИМИЯ

Учебно-методический комплекс

Рекомендовано учебно-методическим объединением по образованию
в области сельского хозяйства в качестве учебно-методического пособия
для учащихся учреждений, обеспечивающих получение
высшего образования по специальностям
1-74 03 01 Зоотехния
1-74 03 03 Промышленное рыбоводство

Горки
БГСХА
2014

ЛЕКЦИЯ №1

***Атомно-молекулярное учение.
Основные понятия и законы
стехиометрии.***

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 28 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**

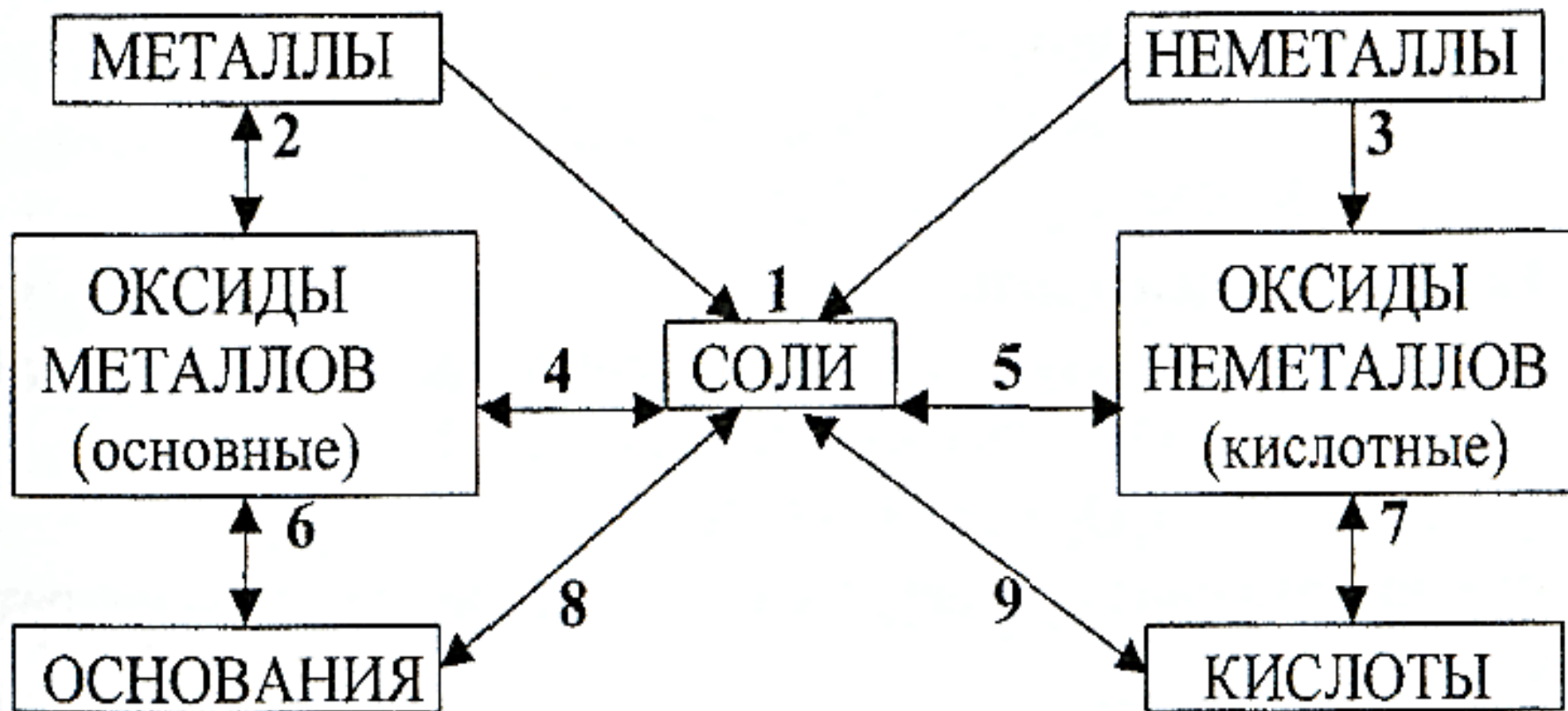
• **Соли**

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)	HF	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Бромид
Иодоводородная	HI	Иодид
Циановодородная	HCN	Цианид
Сероводородная	H_2S	Сульфид
Селеноводородная	H_2Se	Селенид
Угольная	H_2CO_3	Карбонат
Метакремниевая	H_2SiO_3	Метасиликат
Ортокремниевая	H_4SiO_4	Ортосиликат
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенат
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсенит
Метафосфорная	HPO_3	Метафосфат
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфат
Пиро(ди)фосфорная	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	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

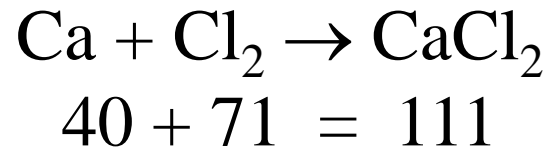
Стехиометрия —

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)

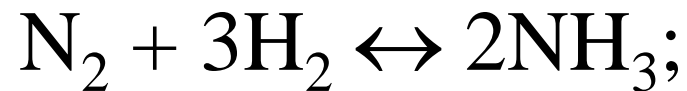
- Любое сложное вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав. В природе существуют вещества с молекулярной и кристаллической (ионной) структурой: вещества с постоянным составом – дальтониды (H_2O ; CO_2);
- вещества переменного 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.



$$V(\text{N}_2) : V(\text{H}_2) : V(\text{NH}_3) = 1:3:2.$$

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 кПа , $T = 0^\circ \text{ С}$; $273 \text{ }^\circ\text{К}$.

- 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:

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

- молярная масса эквивалента основания равна:

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

- 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:

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

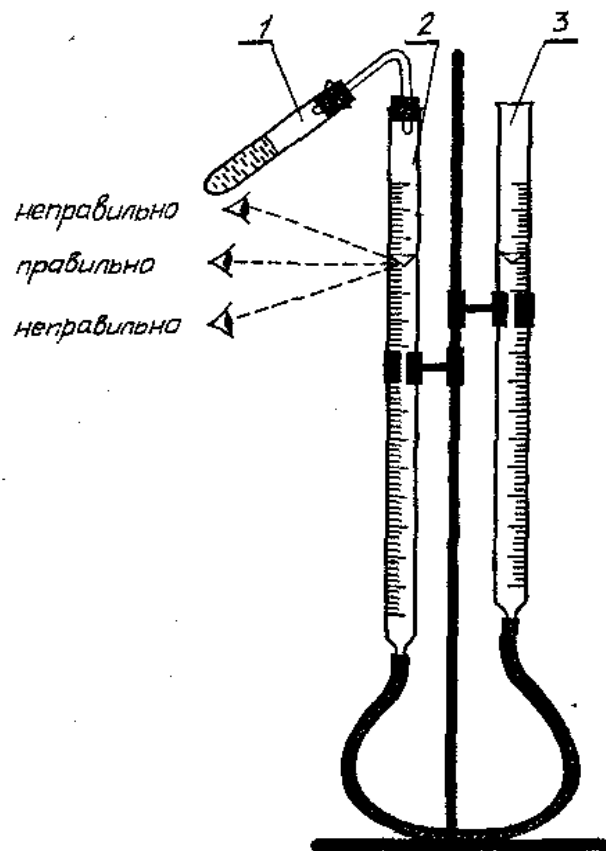
$$V_{\text{ЭКВ}}(\frac{1}{4} \text{O}_2) = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Закон эквивалентов

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

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

Определение молярной массы эквивалента металла методом вытеснения водорода из кислоты



Прибор для определения молярной массы эквивалента металла

Спасибо за внимание!