

**Министерство образования и науки Российской Федерации**  
**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение**  
**высшего профессионального образования**  
**«Тульский государственный университет»**

Кафедра *химии*

**ХИМИЯ**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

Методические указания для студентов  
специальности 060101 – Лечебное дело  
*очной формы обучения*

Тула 2013

Разработали: Л.Д. Асулян, к.х.н., доцент  
И.В. Блохин, к.х.н., доцент  
А.А. Горячева, к.х.н., доцент  
И.И. Демкина, к.х.н., доцент  
Т.Д. Карташова, к.х.н., доцент  
С.Ф. Хлебникова, к.х.н., доцент

**ОГЛАВЛЕНИЕ**

Лабораторная работа № 1. СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ.....	4
Лабораторная работа № 2. ТИТРОВАНИЕ РАСТВОРОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЫ.....	7
Лабораторная работа № 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ.....	22
Лабораторная работа № 4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	32
Лабораторная работа № 5. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ АММИНО-, ГИДРОКСО- И АЦИДОКОМПЛЕКСОВ.....	41
Лабораторная работа № 6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	45
Лабораторная работа № 7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ РАСТВОРА И КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА.....	48
Лабораторная работа № 8. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ d-ЭЛЕМЕНТОВ.....	52
Лабораторная работа № 9. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИОНОВ МЕДИ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ДИФФЕРЕНЦИАЛЬНЫМ МЕТОДОМ.....	58
Лабораторная работа № 10. УСТОЙЧИВОСТЬ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И КОАГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ.....	60
Библиографический список.....	65

## Лабораторная работа № 1. СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ

### 1.1. Цель работы

Изучить реакции получения и свойства гидроксидов.

**1.2. Объекты и средства исследования:** 0,5М растворы сульфата меди(II), сульфата алюминия, хлорида хрома (III), силиката натрия, 2М растворы серной и соляной кислот, гидроксида натрия, гидроксида бария, хромовый ангидрид – кристаллический, универсальная индикаторная бумага.

### 1.3. Программа работы

#### 1.3.1. Получение и установление характера гидроксида меди.

В две пробирки налить по 5 капель раствора соли меди. В каждую пробирку добавить по каплям 2М раствор щелочи до образования осадка. Отметить цвет осадка. В одну пробирку добавить 10-15 капель 2М раствора серной кислоты, в другую - 10-15 капель 2М раствора щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Сделать выводы о способе получения и характере гидроксида.

#### 1.3.2. Получение и установление характера гидроксида алюминия.

В пробирку налить 5-10 капель 2М раствора щелочи, добавить по каплям раствор соли алюминия до образования осадка и разделить осадок на две части. К одной прилить 10-15 капель 2М раствора серной кислоты, к другой – 10-15 капель 2М раствора щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Учтите, что при взаимодействии гидроксида алюминия с растворами щелочей образуются комплексные соединения –  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  или  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$

Сделать выводы о способе получения и характере гидроксида.

#### 1.3.3. Получение и установление характера гидроксида кремния.

Налить в пробирку 5 капель силиката натрия и добавить раствор хлористоводородной кислоты до выпадения студенистого осадка. Осадок разделить на две части, к одной прилить 10-15 капель 2М раствора хлористоводородной кислоты, к другой - 10-15 капель 2М раствора щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Сделать выводы о способе получения и характере гидроксида.

#### 1.3.4. Зависимость характера гидроксидов d-элементов от степени окисления (на примере соединений хрома).

1.3.4.а. Налить в пробирку 5 капель 2М раствора щелочи и прилить к нему по каплям раствор хлорида хрома (III) до появления серо-зеленого осадка гидроксида хрома (III). Установить характер полученного гидроксида. Написать молекулярные и ионные уравнения проведенных реакций.

Сделать вывод о характере гидроксида хрома (III).

1.3.4.б. Несколько кристалликов оксида хрома (VI) поместить в пробирку, прилить 2-3 мл дистиллированной воды. Написать уравнения реакций взаимодействия хромового ангидрида с водой. Установить характер гидроксида хрома (VI) по взаимодействию его с гидроксидом бария. Написать уравнение реакции.

На основании 1.3.4.а и 1.3.4.б сделать вывод о зависимости характера гидроксидов хрома от степени окисления.

### 1.5. Контрольные вопросы.

1.5.1. Назовите соединения А, В и С. К каким классам соединений они относятся (оксиды, гидроксиды, соли)? Укажите характер гидроксидов и тип соли.

1.5.2. Определите степень окисления подчеркнутого элемента в соединении В.

1.5.3. Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства соединения С. Приведите примеры реакций его получения.

Номер варианта	А		В	С
1	$\text{KHSO}_3$	$\text{Al(OH)}_3$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{SeO}_2$
2	$\text{CuO}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{KHSO}_4$	$\text{Zn(OH)}_2$
3	$(\text{BeOH})_2\text{CO}_3$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$
4	$\text{HNO}_2$	$\text{K}_2\text{HBO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_5$	$\text{Ni(OH)}_2$
5	$\text{H}_2\text{WO}_4$	$\text{CuOHNO}_3$	$\text{FeCO}_3$	$\text{KOH}$
6	$\text{Na}_3\text{AsO}_4$	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$	$\text{H}_2\text{SeO}_3$
7	$\text{Na}_2\text{HAsO}_3$	$\text{HBrO}_4$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{NaOH}$
8	$\text{CuOH}$	$\text{Ca(HCO}_3)_2$	$\text{HClO}_4$	$\text{Sn(OH)}_2$
9	$\text{FeO}$	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$\text{CuOHNO}_3$	$\text{H}_2\text{SO}_4$
10	$\text{Cd(OH)}_2$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	$\text{ZnCO}_3$	$\text{K}_2\text{O}$
11	$\text{SiO}_2$	$\text{Zn(OH)}_2$	$\text{Li}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$
12	$\text{CrO}_3$	$\text{AlOHCl}_2$	$\text{NaCrO}_2$	$\text{HMnO}_4$
13	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{NaAlO}_2$	$\text{HNO}_2$	$\text{Pb(OH)}_2$
14	$\text{Fe(OH)}_3$	$\text{ZnCO}_3$	$\text{GeCl}_4$	$\text{HClO}$
15	$\text{Ba(OH)}_2$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{NaHSO}_3$	$\text{ZnO}$
16	$\text{KOH}$	$\text{LiHSO}_4$	$\text{HClO}_3$	$\text{MgO}$
17	$\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$	$\text{HIO}_3$	$\text{K}_2\text{CrO}_4$	$\text{BaO}$
18	$\text{FeOH(NO}_3)_2$	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$\text{BaSO}_4$	$\text{CsOH}$
19	$\text{HClO}_4$	$\text{NiO}$	$\text{CaCO}_3$	$\text{Be(OH)}_2$
20	$\text{Mg(OH)}_2$	$\text{CuS}$	$\text{CrO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$
21	$\text{KHS}$	$\text{SeO}_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$\text{SO}_2$
22	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{Sr(OH)}_2$	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{Na}_2\text{O}$
23	$\text{N}_2\text{O}_5$	$\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{NaH}_2\text{BO}_3$	$\text{Pb(OH)}_2$
24	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{NaHCO}_3$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Ca(OH)}_2$
25	$\text{Fe(OH)}_2$	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{MnO}_2$

26	CrOHSO <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	HClO	Cd(OH) <sub>2</sub>
27	AgNO <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	HBrO <sub>3</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
28	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	KHSO <sub>3</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>
29	HMnO <sub>4</sub>	BaO,	Zn(OH)NO <sub>3</sub>	CaO
30	KNO <sub>2</sub>	Ca(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
31	KCrO <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	Na <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
32	(FeOH) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	NaHCO <sub>3</sub>	CaO
33	Ca(HSO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
34	NaHS	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> HS	CO <sub>2</sub>
35	NaAlO <sub>2</sub>	CaBr <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	ZnO

### 1.6. Приложение.

Названия наиболее распространенных кислот и их анионов

Формула	Название кислоты	Название аниона кислоты
HF	фтороводородная (плавиковая)	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	хлорид
HBr	бромоводородная	бромид
HI	иодоводородная	иодид
H <sub>2</sub> S	сероводородная	сульфид
HCN	циановодородная	цианид
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	борная	борат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	угольная	карбонат
CH <sub>3</sub> COOH	уксусная	ацетат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	кремниевая	силикат
HNO <sub>2</sub>	азотистая	нитрит
HNO <sub>3</sub>	азотная	нитрат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	фосфорная	фосфат
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	мышьяковистая	арсенит
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	мышьяковая	арсенат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сернистая	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	серная	сульфат
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	селеновая	селенат
HClO	хлорноватистая	гипохлорит
HClO <sub>2</sub>	хлористая	хлорит
HClO <sub>3</sub>	хлорноватая	хлорат
HClO <sub>4</sub>	хлорная	перхлорат
HBrO <sub>3</sub>	бромноватая	бромат
HO <sub>3</sub>	йодноватая	иодат
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	хромовая	хромат

H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дихромовая	дихромат
HMnO <sub>4</sub>	марганцовая	перманганат

## Лабораторная работа № 2. ТИТРОВАНИЕ РАСТВОРОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЫ

### 2.1. Цель и задачи работы

Изучить метод объемного анализа растворов (титрование) при определении временной жесткости водопроводной воды. Научиться производить расчеты по концентрации электролитов и жесткости воды.

### 2.2. Теоретические сведения

#### 2.2.1. Способы выражения концентрации растворов

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или объеме раствора или растворителя.

Способ выражения концентрации		Формула
Название и определение	Обозначения и единица измерения	
Массовая доля – число граммов растворенного вещества в 100г раствора	$\omega, \%$	$\omega = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$
Молярная – число моль растворенного вещества на 1 литр раствора	$C_M, \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$C_M = \frac{m_1}{M \cdot V}$
Эквивалентная (нормальная) – число моль эквивалентов растворенного вещества на 1 литр раствора	$C_H, \frac{\text{моль экв}}{\text{л}}$	$C_H = \frac{m_1}{M_{\text{экв}} \cdot V}$
Титр раствора – число граммов растворенного вещества, содержащихся в 1 мл раствора	$T, \frac{\text{г}}{\text{мл}}$	$T = \frac{m_1}{V \cdot 1000}$
Моляльная – число моль растворенного вещества в 1 кг растворителя	$C_m, \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$	$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_3}$

$$T = \frac{\omega \rho}{100} = \frac{C_M \cdot M}{1000} = \frac{C_H \cdot M_{\text{экв}}}{1000}, \text{ где}$$

$m_1$  – масса растворенного вещества, г

$m_2$  – масса раствора, г

$m_3$  – масса растворителя, г

$V$  – объем раствора, л

$M$  – молярная масса, г/моль

$M_{\text{ЭКВ}}$  – молярная масса эквивалентов, г/моль экв

$\rho$  – плотность раствора, г/см<sup>3</sup> (г/мл)

$\omega$  – массовая доля, %

### Основные понятия химии и единицы их измерения в системе СИ

1. Основная единица измерения количества вещества - моль. Моль - количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $C^{12}$ , то есть  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул/моль. Поэтому необходимо указывать, например, "моль молекул воды", "моль атомов водорода", "моль ионов магния".

2. Молярная масса - масса 1 моль вещества. Обозначение  $M$ , единицы измерения г/моль.

Например:  $M_{H_2O} = 18 \text{ г/моль}$ ,  $M_{NaOH} = 40 \text{ г/моль}$ ,  $M_{HNO_3} = 63 \text{ г/моль}$ ,

3. Эквивалент - реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим способом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Закон эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

4. Молярная масса эквивалентов – масса 1 моль эквивалентов, содержащая  $6,027 \cdot 10^{23}$  эквивалентов. Обозначение  $M_{\text{ЭКВ}}$ , единицы измерения г/моль (или г/мольэкв).

Молярная масса - это абсолютная константа индивидуального вещества. Молярная масса эквивалента - константа вещества в конкретной реакции.

Ниже приведены формулы для вычисления молярных масс эквивалентов сложных веществ:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида}) = \frac{M_{(\text{оксида})}}{\text{число атомов элемента} \times \text{валентность элемента}}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{кислоты}) = \frac{M_{(\text{кислоты})}}{\text{основность кислоты}}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{основания}) = \frac{M_{(\text{основания})}}{\text{кислотность основания}}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{соли}) = \frac{M_{(\text{соли})}}{\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}}$$

где:  $M$  - молярная масса соединения

*Основность кислоты* определяется числом ионов водорода, которое отдает молекула кислоты, реагируя с основанием.

Количество гидроксильных групп в молекуле основания определяет его *кислотность*.

Примеры расчетов:

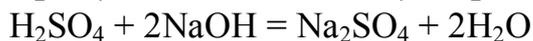
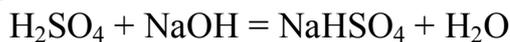
$$M_{\text{экв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{M_{(\text{оксида})}}{2 \cdot 3} = \frac{102}{6} = 17 (\text{г/моль экв})$$

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SeO}_4) = \frac{M_{(\text{кислоты})}}{2} = \frac{145}{2} = 72,5 (\text{г/моль экв})$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M_{(\text{основания})}}{2} = \frac{74}{2} = 37 (\text{г/моль экв})$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M_{(\text{соли})}}{2 \cdot 3} = \frac{400}{6} = 66,67 (\text{г/моль экв})$$

Молярная масса эквивалента одного и того же вещества зависит от течения реакции:



В первом случае эквивалентная масса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равна ее молярной массе, во втором - половине молярной массы, так как в первом случае в реакции принимает участие один атом водорода, а во втором два атома водорода

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{1} = \frac{98}{1} = 98 (\text{г/моль экв})$$

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{2} = \frac{98}{2} = 49 (\text{г/моль экв})$$

Раствор, содержащий в одном литре один моль растворенного вещества, называется одномолярным (1,0 М); 0,1 моль – децимолярным (0,1 М); 0,01 моль – сантимольным (0,01 М).

Раствор, содержащий в одном литре один моль эквивалентов растворенного вещества, называется однонормальным (1,0 н); 0,1 моль эквивалента – децинормальным (0,1 н); 0,01 моль эквивалента – сантинормальным (0,01 н).

Растворы различной концентрации реагируют в объемах обратно пропорциональных их нормальным концентрациям (закон эквивалентов для растворов):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{n_2}}{C_{n_1}}$$

Если концентрация растворов невелика, например, концентрация солей в природных водах, то вместо эквивалентной концентрации в растворах используют тысячную долю ее – миллиэквивалент (мэкв/л).

Концентрация в миллимолях эквивалентов ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  на литр воды называется жесткостью воды, таким образом:

$$Ж = C_n \cdot 1000 (\text{ммоль экв} / \text{л})$$

### Примеры решения задач по теме «Концентрация растворов»

**Задача 1.** Какую массу воды и массу соли надо взять для приготовления 40 кг раствора с массовой долей сульфата натрия 12%?

Решение:

исходя из формулы  $\omega = \frac{m_1}{m_2} 100\%$ , определим массу сульфата натрия:

$$m_1 = \frac{\omega \cdot m_2}{100\%}; \quad m_1 = \frac{12\% \cdot 40}{100\%} = 4,8 \text{ кг } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Масса воды равна  $m_2 - m_1 = 40 - 4,8 = 35,2$  кг  $\text{H}_2\text{O}$

Ответ: для приготовления 40 кг раствора с массовой долей 12% необходимо взять 4,8 кг сульфата натрия и 35,2 кг воды.

**Задача 2.** Сколько граммов соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  содержится в 500 мл 0,25 н раствора?

Решение:

1) Массу соды определяем по формуле эквивалентной концентрации:

$$C_n = \frac{m_1}{M_{\text{экв}} \cdot V}; \quad m_1 = C_n \cdot M_{\text{экв}} \cdot V$$

2) Молярную массу эквивалентов соды рассчитаем по формуле:

$$M_{\text{экв}} (\text{соли}) = \frac{M_{(\text{соли})}}{\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}}$$

где:  $M_{(\text{соли})} = M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 (\text{г} / \text{моль})$ ,

$$M_{\text{экв}} (\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106}{2 \cdot 1} = 53 (\text{г} / \text{моль экв})$$

масса соды:  $m_1 = 0,25 \cdot 53 \cdot 0,5 = 6,625$  г.

Ответ: в 500 мл 0,25 н раствора содержится 6,625 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Задача 3.** Определите массовую долю  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 2 н растворе плотностью 1,32 г/мл.

Решение:

Массовую долю  $\text{H}_3\text{PO}_4$  определяем исходя из формулы, связывающей массовую долю с эквивалентной концентрацией:

$$T = \frac{\omega \rho}{100} = \frac{C_n \cdot M_{\text{экв}}}{1000}; \quad \omega = \frac{C_n \cdot M_{\text{экв}} \cdot 100}{\rho \cdot 1000};$$

где  $M_{\text{экв}} (\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{\text{основность кислоты}} = \frac{98}{3} = 32,7 (\text{г} / \text{моль} \cdot \text{экв})$ ;

$$\omega = \frac{C_H \cdot M_{\text{экв}} \cdot 100}{\rho \cdot 1000} = \frac{2 \cdot 32,7 \cdot 100}{1,32 \cdot 1000} = 4,95\%$$

Ответ: массовая доля  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 2 н растворе, плотностью 1,32 г/мл равна 4,95% .

**Задача 4.** Какова молярная концентрация 20% раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,10$  г/мл)?

Решение:

Исходя из формулы:

$$T = \frac{\omega \rho}{100} = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

находим:  $C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M \cdot 100} = \frac{20 \cdot 1,10 \cdot 1000}{36,5 \cdot 100} = 6,03$  (моль/л)

Ответ: молярность 20% раствора  $\text{HCl}$  равна 6,03 моль/л.

**Задача 5.** Какую массу карбоната натрия надо добавить к 7 л воды, чтобы устранить общую жесткость воды, равную 7,5 ммоль экв/л?

Решение:

$$Ж(\text{H}_2\text{O}) = \frac{V_{\text{солей жесткости}}}{V(\text{H}_2\text{O})} \left( \frac{\text{ммоль экв}}{\text{л}} \right)$$

$$v(\text{солей жесткости}) = Ж \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 7,5 \cdot 7 = 52,5 \text{ ммоль экв} = 0,0525 \text{ моль экв}$$

Согласно закону эквивалентов:

$$v_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v_{\text{экв}}(\text{солей жесткости}) = 0,0525 \text{ моль экв.}$$

$$V = \frac{m}{M_{\text{Э}}} ; M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M}{n \cdot B} = \frac{106}{2 \cdot 1} = 53 \frac{\text{г}}{\text{моль экв}}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0525 \cdot 53 = 2,7825 \approx 2,78 \text{ г}$$

Ответ: для устранения общей жесткости воды надо добавить 2,78 г карбоната натрия.

## 2.2. Жесткость природных вод и ее устранение

Природная вода, содержащая большое количество растворенных солей кальция, магния и железа, называется жесткой. Различают общую, временную (карбонатную) и постоянную (некарбонатную) жесткость.

**Общей жесткостью** называется суммарная концентрация ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$  в воде, выраженная в ммоль экв/л. Общая жесткость воды равна сумме постоянной и временной жесткости.

**Временной жесткостью** называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью. Временную жесткость называют также карбонатной жесткостью, т.к. она обусловлена *наличием гидрокарбонатов кальция и магния*.

**Постоянной жесткостью** называется часть общей жесткости, которая не удаляется при кипячении воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Постоянную жесткость воды называют также некарбонатной жесткостью, так как она обусловлена *наличием сульфатов и хлоридов кальция, магния и железа*.

По величине жесткости воду делят на 6 классов.

Классы	Жесткость воды (ммольэкв/л)
1 – очень мягкая	0 – 1,5
2 – мягкая	1,5 – 3,0
3 – средней жесткости	3,0 – 4,5
4 – довольно жесткая	4,5 – 6,0
5 – жесткая	6,0 – 10,0
6 – очень жесткая	свыше 10,0

Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется ее умягчением.

Существующие способы умягчения можно разделить на 3 группы:

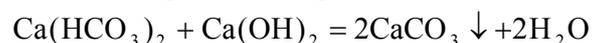
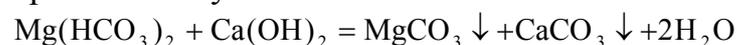
- термическое умягчение воды;
- реагентные методы умягчения воды;
- умягчение воды методом обмена ионов.

Для устранения **временной жесткости** воды применяют

- термическое умягчение (кипячение):

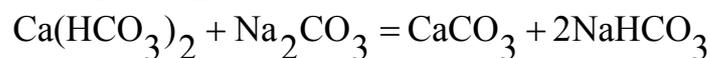
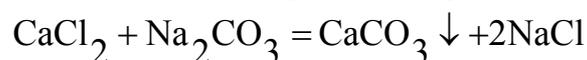
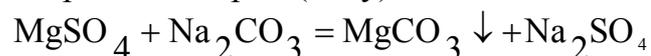


- реагентное умягчение гашеной известью:

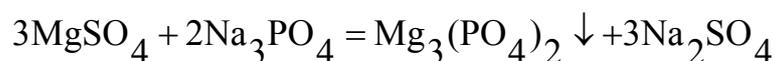
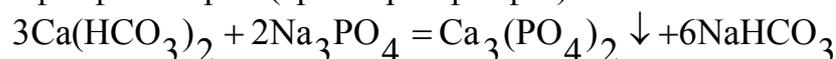


Для устранения **общей жесткости** методом осаждения используют

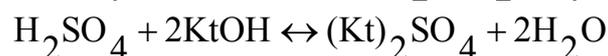
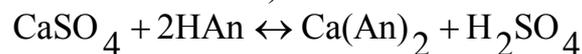
- карбонат натрия (соду):



- фосфат натрия (тринатрийфосфат):



В последнее время для очистки воды стали широко применять иониты (ионообменные смолы):



Обменная емкость катионита ( $\varepsilon$ ) определяется из соотношения:

$$\varepsilon = \frac{Ж \cdot V}{m},$$

где  $V$  – объем воды, пропущенной через катионит, л,

$m$  – масса катионита, г.

Обменная емкость выражается в моль экв/г.

Общая жесткость воды может быть рассчитана по формуле:

$$Ж = \frac{m_1}{M_{\text{экв}_1} \cdot V} + \frac{m_2}{M_{\text{экв}_2} \cdot V} + \frac{m_3}{M_{\text{экв}_3} \cdot V} \quad (\text{ммоль экв/л}),$$

где:  $m_1, m_2, m_3$  – массы содержащихся в воде катионов кальция, магния и железа или соответствующих им солей, мг;

$M_{\text{экв}_1}, M_{\text{экв}_2}, M_{\text{экв}_3}$  – молярные массы эквивалентов металлов или соответствующих им солей, г/моль экв;

$V$  – объем воды, л.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВРЕМЕННОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЫ

**2.3. Объекты и средства исследования:** стандартный раствор хлороводородной (соляной) кислоты (0,1 н), раствор метилоранжа, бюретка на 50 или 100 мл, колба коническая емкостью 250 мл, колба мерная емкостью 100 мл, коническая воронка.

### 2.4. Подготовка к работе

Тщательно помойте посуду (при необходимости с помощью ерша) и проверьте наличие необходимых реактивов.

### 2.5. Программа работы

Временную жесткость воды определяют титрованием анализируемой воды раствором соляной кислоты с установленной нормальностью.

Титрование – один из методов химического анализа. В основе процесса титрования соляной кислотой водопроводной воды с солями жесткости лежат реакции:



Вещества реагируют в эквивалентных количествах. Точка эквивалентности определяется с помощью индикатора метилоранжа. Метилоранж в щелочном растворе окрашивается в желтый цвет, в кислом – в розовый, в нейтральном – в золотисто-оранжевый.

1. Наполните бюретку стандартным раствором соляной кислоты (0,1 н) и приведите ее в рабочее положение (удалите пузырек воздуха из оттянутого капилляра, установите нижний край мениска на нуль).

2. Налейте в мерную колбу 100 мл водопроводной воды.

3. Отмеренный объем воды (100 мл) перелейте в коническую колбу для титрования и добавьте 2-3 капли индикатора метилоранжа.

4. Установите колбу с отмеренным количеством воды под бюретку и приливайте по каплям стандартный раствор соляной кислоты до появления золотисто-оранжевого окрашивания. При титровании жидкость необходимо все время взбалтывать.

5. Заметьте и запишите количество миллилитров соляной кислоты, налитой из бюретки. Титрование повторяют 2 - 3 раза.

6. Зная средний объем титрованного раствора соляной кислоты, рассчитайте жесткость воды. Результаты запишите в таблицу 2.1.

Таблица 2.1.

Объем воды $V_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мл}$	Объем 0,1 н раствора HCl $V_{\text{HCl}}, \text{мл}$			$V_{\text{ср. HCl}},$ мл	$C_{\text{HЖ}}$ $\frac{\text{моль экв}}{\text{л}}$	Жесткость воды Ж, $\frac{\text{ммоль экв}}{\text{л}}$
	1	2	3			

Определяем концентрацию солей, дающих временную жесткость (гидрокарбонатов кальция и магния  $C_{\text{HЖ}}$ ).

$$\frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{ср. HCl}}} = \frac{C_{\text{HCl}}}{C_{\text{HЖ}}}$$

$$C_{нЖ} = \frac{V_{ср.НCl} \cdot C_{нНCl}}{V_{H_2O}} \text{ (моль экв/л)}$$

$$Ж = C_{нЖ} \cdot 1000 \text{ (ммоль экв/л)}$$

## 2.6. Контрольные вопросы

2.6.1. Решите следующую задачу, соответствующую вашему варианту (см. таблицу). Навеску соли массой А растворили в воде массой В. При этом образовался раствор с массовой долей соли С. В таблице представлены две величины из трех. Найдите неизвестную величину. Ответ округлите с точностью до целых.

Номер варианта	А	В	С
	Масса соли, г	Масса воды, г	Массовая доля соли, %
1	2	30	
2	3		4,76
3		90	4,26
4	5	120	
5	6		3,85
6		30	11,76
7	5	60	
8	6		6,25
9		120	5,51
10	8	150	
11	6		16,67
12		60	10,45
13	8	90	
14	9		6,98
15		150	6,25
16	8	30	
17	9		13,04
18		90	10,00
19	11	120	
20	12		7,41
21		30	25,00
22	11	60	
23	12		11,76
24		120	9,77
25	14	150	

26	12		28,57
27		60	17,81
28	14	90	
29	15		11,11
30		150	9,64

2.6.2. Решите следующую задачу, соответствующую вашему варианту (см. таблицу). Имеется раствор вещества А с известной плотностью В. В таблице приводится один из способов выражения концентрации данного раствора (С, D, E, F). Рассчитайте остальные. Ответ округлите с точностью до десяти тысячных.

Номер варианта	A	B	C	D	E	F
	Формула	Плотность, г/мл	Массовая доля, %	Молярная концентрация, моль/л	Молярная концентрация эквивалента, моль экв/л	Титр, г/мл
1	AgNO <sub>3</sub>	1,088	10			
2	AlCl <sub>3</sub>	1,071		0,6405		
3	CuSO <sub>4</sub>	1,107			1,3872	
4	BaBr <sub>2</sub>	1,016				0,0203
5	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,045	6,955			
6	CaCl <sub>2</sub>	1,177		2,121		
7	HCl	1,160			10,22	
8	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1,110				0,1332
9	HNO <sub>3</sub>	1,330	53,41			
10	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	1,061		0,1859		
11	KOH	1,330			24,15	
12	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1,550				1,130
13	FeSO <sub>4</sub>	1,008	1			
14	NaCl	1,100		2,636		
15	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,032			0,3158	
16	NaOH	1,400				0,5180
17	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	1,034	5			
18	FeCl <sub>3</sub>	1,182		1,457		
19	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1,140			8,400	
20	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,350				12,46
21	MgSO <sub>4</sub>	1,219	20			
22	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,077		0,6564		
23	ZnSO <sub>4</sub>	1,040			0,2578	
24	HCl	1,065				0,1438
25	NH <sub>4</sub> Cl	1,034	12			

26	CsCl	1,098		0,7828		
27	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,500			18,40	
28	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	1,050				0,0630
29	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,069	8			
30	CH <sub>3</sub> COOH	1,026		3,417		

### 2.6.3. Задачи для самостоятельного решения.

1. Вычислить молярную и нормальную концентрацию 48% раствора азотной кислоты, имеющего плотность 1,298 г/мл. Сколько миллилитров этого раствора потребуется для нейтрализации 20 мл 6 н раствора гидроксида натрия?

2. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если к 1 л 20% кислоты (плотность 1,139 г/мл) добавить 1 л воды?

3. На нейтрализацию 20 мл раствора, содержащего в одном литре 12 г щелочи, было израсходовано 24 мл 0,25 н раствора кислоты. Рассчитайте молярную массу эквивалентов щелочи.

4. Сколько моль содержит 0,5 л 0,03 М раствора сульфата меди?

5. На титрование 25 мл раствора гидроксида калия расходуется 23,25 мл соляной кислоты ( $T_{\text{HCl}} = 0,007352$  г/мл). Найти нормальную концентрацию раствора гидроксида калия.

6. В 1 литре раствора серной кислоты содержится 49 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Рассчитайте молярную концентрацию данного раствора серной кислоты.

7. Рассчитайте молярную и нормальную концентрацию раствора, если в 1 литре его содержится 20 г гидроксида натрия.

8. Определите массовую долю вещества в растворе, содержащем в 140г воды 20 г сахара.

9. Сколько граммов иода и спирта надо взять для приготовления 300г 10% раствора?

10. Сколько граммов хлорида железа (III) необходимо для приготовления 2 л 0,5 н раствора?

11. Вычислить молярную концентрацию раствора, в 0,04 л которого содержится 1,74 г сульфата калия.

12. Какая масса серной кислоты содержится в 1 литре 5 н раствора?

13. Какую массу соли и воды необходимо взять для приготовления 30 кг раствора с массовой долей соли 15%?

14. Рассчитайте массу хлорида калия, необходимую для приготовления 300 мл 0,15 М раствора.

15. Вычислить титр 0,25 М раствора серной кислоты.

16. Чему равен титр 0,2 н раствора азотной кислоты.

17. Рассчитайте титр раствора, содержащего 30 г сульфида калия в 300 мл раствора.

18. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 литре, плотность раствора 1,335 г/мл. Определить массовую долю серной кислоты.
19. Вычислить молярную концентрацию 15% раствора сульфата меди, плотность которого 1,107 г/мл.
20. Вычислить массовую долю 2 н раствора гидроксида натрия плотностью 1,08 г/мл.
21. Плотность 1,4 М раствора серной кислоты составляет 1,085 г/мл. Вычислить массовую долю серной кислоты в данном растворе.
22. Определить объем воды (мл) и массу нитрата калия (г), необходимые для приготовления 400 г 20% раствора?
23. Рассчитайте титр 2 М раствора сульфата меди.
24. В каком объеме воды (мл) необходимо растворить 50 г бромида калия для получения 10% раствора?
25. Определите массовую долю фосфорной кислоты в 2 н растворе, плотностью 1,32 г/мл.
26. Вычислить молярную концентрацию эквивалента (нормальность) 10% раствора сульфата меди, плотность которого равна 1,107 г/мл.
27. Рассчитайте массовую долю фосфорной кислоты в 6,6 М растворе, плотностью 1,32 г/мл.
28. Вычислите молярную и нормальную концентрацию 16% раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/мл.
29. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении 42,6 г сульфата натрия в 300 г воды, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.
30. Определите молярную концентрацию и нормальность 30% раствора серной кислоты, имеющего плотность 1,204 г/мл.
31. Определите молярную концентрацию и нормальность 47,7% раствора фосфорной кислоты, плотность которого равна 1,315 г/мл.
32. Определите массовую долю соляной кислоты в 8 М растворе плотностью 1,23 г/мл.
33. Вычислите, какие массы 60% раствора хлорида натрия и воды потребуются для приготовления 3 кг 10% раствора.
34. Смешано 200 г 5% раствора и 100 г 10% раствора одного и того же вещества. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.
35. Какой объем раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/мл с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  88% надо взять для приготовления раствора кислоты объемом 20 мл и плотностью 1,3 г/мл с массовой долей серной кислоты 40%?
36. Определить объем аммиака (условия нормальные), который необходимо растворить в 249 г воды для получения 35% раствора гидроксида аммония.
37. Определить массовую долю сульфата железа (II) в растворе, полученном растворением 41,7 г железного купороса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в 258,3 г воды.

38. Определить молярную концентрацию раствора, полученного при смешении 200 мл 8 М и 300 мл 2 М растворов серной кислоты.
39. Определить массовую долю 8 М раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,23 г/мл.
40. Смешано 100 г 8% и 300 г 5% раствора одного и того же вещества. Определить массовую долю вещества в полученном растворе.
41. В лаборатории имеется раствор с массовой долей гидроксида натрия 30%, плотность которого 1,33 г/мл. Какой объем этого раствора надо взять для приготовления раствора объемом 250 мл с массовой долей гидроксида натрия 14% и плотностью 1,15 г/мл?
42. К раствору массой 400 г, массовая доля соли в которой составляет 20%, прилили 100 мл воды. Приняв плотность воды равной 1,0 г/мл, определить массовую долю соли в полученном растворе.
43. Какую массу раствора с массовой долей карбоната калия 40% надо прибавить к воде массой 500 г для получения раствора с массовой долей  $K_2CO_3$  5%?
44. Сколько граммов  $CuSO_4$  содержится в 10,0 мл 0,2 М раствора? Какова нормальность этого раствора?
45. Сколько граммов  $BaCl_2$  содержится в 25,0 мл 0,5 н раствора? Каков его титр?
46. Вычислить массовую долю вещества в растворе, полученном растворением 50 г вещества в 1,5 л воды.
47. Сколько миллилитров 60% раствора серной кислоты, плотность которого 1,50 г/мл, нужно взять, чтобы приготовить 5,0 л 12% раствора, плотность которого 1,08 г/мл?
48. Сколько миллилитров 30% раствора гидроксида калия, плотность которого 1,29 г/мл, нужно взять, чтобы приготовить 3,0 л 0,50 М раствора?
49. Сколько миллилитров 70% раствора нитрата калия, плотность которого 1,6 г/мл, нужно взять, чтобы приготовить 0,5 л 0,2 н раствора?
50. До какого объема нужно разбавить 20,0 мл 20% раствора хлорида меди (II), плотность которого 1,20 г/мл, чтобы получить 0,05 М раствор?
51. Сколько воды нужно прибавить к 25,0 мл 40% раствора гидроксида калия, плотность которого 1,41 г/мл, чтобы получить 2% раствор?
52. К 500 мл раствора соляной кислоты, плотность которого 1,1 г/мл, прибавили 2,50 л воды, после чего раствор стал 4%. Вычислить массовую долю  $HCl$  в исходном растворе.
53. Сколько миллилитров 1,5 н раствора некоторого вещества нужно прибавить к 2 л 0,1 н раствора того же вещества, чтобы получить 0,2 н раствор?
54. Вычислить молярную концентрацию 10% раствора азотной кислоты, плотность которого 1,056 г/мл.
55. Вычислить молярную концентрацию 20% раствора хлорида цинка, плотность которого 1,186 г/мл.

56. К 20,0 мл 16% раствора сульфата марганца (II), плотность которого 1,17 г/мл, прибавили 20,0 мл 10% раствора гидроксида калия, плотность которого 1,08 г/мл. Какое вещество взято в избытке и сколько граммов его останется после реакции?

57. К 10 мл 12,8% раствора хлорида бария, плотность которого 1,12 г/мл, прибавлен избыток раствора сульфата натрия, в результате чего выпал осадок сульфата бария. Вычислить массу осадка.

58. Сколько миллилитров 0,2 М раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  требуется для реакции с 50,0 мл 0,5 М раствора  $\text{CaCl}_2$ ?

59. Для реакции с  $\text{FeCl}_3$ , содержащимся в 25 мл 2,0 М раствора, взято 100 мл 1,0 М раствора  $\text{KOH}$ . Какое вещество взято в избытке.

60. Сколько миллилитров 0,50 н раствора щелочи требуется, чтобы осадить в виде  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  всю медь, содержащуюся в 15 мл 1,2 н раствора  $\text{CuCl}_2$ ?

61. Какой объем раствора с массовой долей карбоната натрия 15% (плотность 1,16 г/мл) надо взять для приготовления раствора 0,45 М карбоната натрия объемом 120 мл?

62. К раствору 3,5 М хлорида аммония объемом 30 мл и плотностью 1,05 г/мл прилили 40 мл воды (плотность воды 1,00 г/мл). Определите массовую долю соли в полученном растворе.

63. Сколько мл 25% раствора серной кислоты ( $\rho = 1,18$  г/мл) следует взять для приготовления 250 мл 1М раствора?

64. Сколько мл раствора хлороводородной кислоты с массовой долей  $\text{HCl}$  30% ( $\rho = 1,15$  г/мл) необходимо для приготовления 500 мл 1М раствора?

65. Сколько мл воды следует добавить к 361,1 мл 12% раствора нитрата серебра ( $\rho = 1,108$  г/мл), чтобы приготовить 5% раствор?

66. В каком объеме воды необходимо растворить 57,4 г  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , чтобы приготовить 8% раствор сульфата цинка?

67. Сколько граммов хлорида натрия следует добавить к 200 г 8% раствора хлорида натрия, чтобы приготовить 18% раствор?

68. Определите массовую долю  $\text{HCl}$  в растворе, полученном при растворении 33,6 л  $\text{HCl}$  (н.у.) в 712,2 мл 5% раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,025$  г/мл).

69. Определите массовую долю соли в растворе, полученном после полного растворения 125 г медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) в 250 г 5% раствора сульфата меди (II).

70. Сколько граммов фосфата натрия надо добавить к 6 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 6,7 ммоль экв/л?

71. Вычислить временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 15 мл 0,1н раствора соляной кислоты.

72. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат магния, равна 1,625 ммоль экв/л. Определите массу гидрокарбоната магния в 1 л воды.

73. На осаждение карбонатов из 500 мл воды израсходовали 0,53 г соды (карбоната натрия). Определить жесткость воды.
74. Определить жесткость воды, в 20 л которой содержится 4,44 г хлорида кальция.
75. Сколько граммов гидроксида кальция необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,86 ммоль экв/л?
76. Вычислить временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1н раствора соляной кислоты.
77. Чему равна временная жесткость воды, в 1 л которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?
78. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,785 ммоль экв/л. Определите массу гидрокарбоната кальция в 1 л воды.
79. Сколько граммов карбоната натрия надо добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 4,6 ммоль экв/л?
80. В 1 литре воды содержится 38 мг ионов  $Mg^{2+}$  и 108 мг ионов  $Ca^{2+}$ . Вычислить общую жесткость воды.
81. При осаждении гидрокарбонатов из 1 л воды израсходовали 0,37 г гашеной извести (гидроксида кальция). Определить временную жесткость воды.
82. При осаждении карбонатов из 1 л воды израсходовали 0,265 г соды (карбоната натрия). Определите жесткость воды.
83. Определите жесткость воды, в 5 л которой содержится 2,22 мг хлорида кальция.
84. Найдите временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л образца воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано 7,2 мл 0,13н соляной кислоты.
85. Чему равна жесткость воды, содержащей 0,005 моль/л хлорида кальция?
86. Жесткость некоторого образца воды обуславливается только гидрокарбонатом железа (II). При кипячении 0,25 л такой воды в осадок выпадает 4 мг - карбоната железа (II). Чему равна жесткость воды?
87. Чему равна жесткость воды, содержащей 0,006 моль/л хлорида магния?
88. Чему равна жесткость воды, содержащей 0,010 моль/л хлорида железа (III)?
89. Найдите временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л образца воды, содержащей гидрокарбонат кальция, израсходовано 8,2 мл 0,15н соляной кислоты.
90. В 1 литре воды содержится 48 мг ионов  $Mg^{2+}$ , 120 мг ионов  $Ca^{2+}$  и 56 мг ионов  $Fe^{3+}$ . Вычислить общую жесткость воды.

### Лабораторная работа № 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ

#### 3.1. Цель работы

Выполнение калориметрических измерений и термодинамических расчетов, связанных с энергетикой химических реакций.

3.2. Объекты и средства исследования: калориметр, термометр, мешалка с электроприводом, коническая воронка, 1М растворы хлористоводородной кислоты и гидроксида натрия.

#### 3.3. Программа работы.

3.3.1. Взвесить сухой калориметрический стакан (с точностью до 0,1 г).

3.3.2. Собрать калориметрическую установку (рис.1) и через воронку налить в сосуд 75 мл 1М раствора щелочи; записать температуру раствора щелочи  $T_{щ}$  с точностью до 0,1 К.

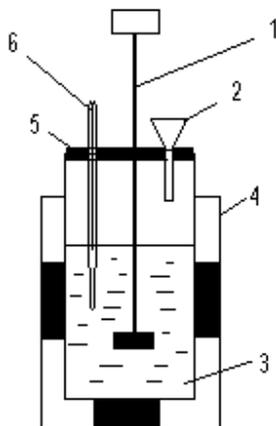


Рис. 1. Калориметрическая установка: 1- мешалка; 2-воронка; 3- калориметрический стакан; 4- наружный сосуд; 5- крышка; 6- термометр.

3.3.3. Налить в мерный цилиндр такой же объем 1М раствора кислоты и измерить температуру раствора  $T_k$  с той же точностью. Начальная температура смеси кислоты и щелочи  $T_1$  – среднее арифметическое от  $T_{щ}$  и  $T_k$ .

3.3.4. При работающей мешалке через воронку быстро влить кислоту в калориметрический стакан и отметить самую высокую температуру  $T_2$ , которую покажет термометр после сливания растворов.

3.3.5. Данные опыта свести в таблицу 1.

Таблица 1.

Масса калориметрического стакана, $m_1$ , г	Суммарный объем жидкости в стакане, $V$ , мл	Температура, К				
		$T_{щ}$	$T_k$	$T_1$	$T_2$	$\Delta T = T_2 - T_1$

3.3.6. По полученным данным определить:

- разницу температур  $\Delta T$
- массу жидкости в калориметрическом стакане,  $m_2$  (при расчете считать плотность жидкости равной единице)
- теплоемкость системы

$$\sum C = c_1 m_1 + c_2 m_2, \text{ где}$$

$c_1 = 0,75 \cdot 10^3$  Дж/(кг·К) – удельная теплоемкость стекла,

$c_2 = 4,18 \cdot 10^3$  Дж/(кг·К) – удельная теплоемкость раствора.

г) количество теплоты, выделившееся при реакции:

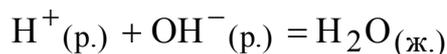
$$q = \sum C(T_2 - T_1)$$

д) число моль нейтрализованной кислоты (щелочи) или число моль полученной воды ( $\nu$ )

$$C_{\text{кислоты}} = \frac{q}{V}; \quad \nu_{\text{кислоты}} = C_{\text{кислоты}} \cdot V = \nu_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ моль}$$

е) теплоту нейтрализации  $\Delta H_{T(\text{практ})}^0 = -\frac{q}{\nu}$  (кДж/моль  $\text{H}_2\text{O}$ )

3.3.7. Используя справочные данные, рассчитать теоретическое значение теплоты реакции ( $\Delta H_{\text{теор}}^0$ )



и относительную ошибку эксперимента, которая не должна превышать 5%.

### 3.4. Контрольные вопросы

Установить термодинамическую возможность протекания химического процесса при стандартном состоянии и область температур, при которых протекание химической реакции возможно. Для решения используйте таблицу термодинамических функций веществ.

- $2\text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$
- $\text{MgCO}_{3(\text{м})} = \text{MgO}_{(\text{м})} + \text{CO}_{(\text{г})}$
- $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{м})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{MgCO}_{3(\text{м})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
- $3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{м})} + \text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{м})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{м})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Cr}_{(\text{м})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$

6.  $P_2O_5(m) + 8H_2O_{(z)} = 2PH_3(z) + 5H_2O_{(z)}$
7.  $Al_4C_3(m) + 12H_2O_{(ж)} = 3CH_4(z) + 4Al(OH)_3(m)$
8.  $Mn(m) + 2H_2O_{(z)} = MnO_2(m) + 2H_2(z)$
9.  $4KClO_3(m) = KCl(m) + 3KClO_4(m)$
10.  $2KClO_3(m) = 2KCl(m) + 3O_2(z)$
11.  $2H_2S_{(z)} + O_2(z) = 2S(m) + 2H_2O_{(ж)}$
12.  $2CO_{(z)} + 4H_2(z) = C_2H_5OH_{(ж)} + H_2O_{(ж)}$
13.  $2N_2(z) + 6H_2O_{(z)} = 4NH_3(z) + 3O_2(z)$
14.  $MnO_2(m) + 2CO_{(z)} = Mn(m) + 2CO_2(z)$
15.  $2Fe(m) + 3H_2O_{(z)} = Fe_2O_3(m) + 3H_2(z)$
16.  $Al_2O_3(m) + 3H_2(z) = 2Al(m) + 3H_2O_{(z)}$
17.  $4NH_3(z) + 5O_2(z) = 4NO_{(z)} + 6H_2O_{(z)}$
18.  $2H_2S_{(z)} + 3O_2(z) = 2SO_2(z) + 2H_2O_{(z)}$
19.  $2Al(m) + 6H_2O_{(ж)} = 2Al(OH)_3(m) + 3H_2(z)$
20.  $Cu(m) + 2H_2O_{(z)} = Cu(OH)_2(m) + H_2(z)$
21.  $AlF_3(m) + 3NaF(m) = Na_3[AlF_6](m)$
22.  $2Pb(NO_3)_2(m) = 2PbO(m) + 4NO_2(z) + O_2(z)$
23.  $NH_4NO_2(m) = N_2(z) + 2H_2O_{(z)}$
24.  $N_2(z) + 2H_2O_{(z)} = NH_4NO_2(m)$
25.  $N_2O_{(z)} + 2H_2O_{(z)} = NH_4NO_3(m)$
26.  $4NH_3(z) + 2SO_2(z) + O_2(z) + 2H_2O_{(z)} = 2(NH_4)_2SO_4(m)$
27.  $2H_3PO_4(ж) + 3CaO(m) = Ca_3(PO_4)_2(m) + 3H_2O_{(ж)}$
28.  $SnCl_4(ж) + 3H_2O_{(ж)} = H_2SnO_3(m) + 4HCl_{(z)}$
29.  $ZnS(m) + 3O_2(z) = ZnO(m) + SO_2(z)$
30.  $Ni(m) + 4CO_{(z)} = Ni(CO)_4(ж)$
31.  $2Na_2O_2(m) + 2CO_2(z) = 2Na_2CO_3(m) + O_2(z)$
32.  $NH_4NO_3(m) = N_2O_{(z)} + 2H_2O_{(z)}$

33.  $FeO_{(m)} + TiO_{2(m)} = FeTiO_{3(m)}$
34.  $CO_{(z)} + Cl_{2(z)} = COCl_{2(z)}$
35.  $Ca(OH)_{2(m)} + H_2SO_{4(ж)} = CaSO_{4(m)} + 2H_2O_{(ж)}$
36.  $PH_{3(z)} + 2O_{2(z)} = H_3PO_{4(ж)}$
37.  $CaH_{2(m)} + 2H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(m)} + 2H_{2(z)}$
38.  $FeO_{(m)} + Cr_2O_{3(m)} = Fe(CrO_2)_{2(m)}$
39.  $3Cl_{2(z)} + 6KOH_{(m)} = KClO_{3(m)} + 5KCl_{(m)} + 3H_2O_{(ж)}$
40.  $2NaF_{(m)} + SiF_{4(z)} = Na_2[SiF_6]_{(m)}$
41.  $Al(OH)_{3(m)} + NaOH_{(m)} = NaAlO_{2(m)} + 2H_2O_{(ж)}$
42.  $PCl_{5(m)} + 4H_2O_{(ж)} = H_3PO_{4(ж)} + 5HCl_{(z)}$
43.  $C_6H_{6(ж)} + HNO_{3(ж)} = C_6H_5NO_{2(ж)} + H_2O_{(ж)}$
44.  $BaO_{2(m)} + H_2SO_{4(ж)} = BaSO_{4(m)} + H_2O_{2(ж)}$
45.  $CuSO_{4(m)} + H_2S_{(z)} = CuS_{(m)} + H_2SO_{4(ж)}$
46.  $ZnO_{(m)} + H_2S_{(z)} = ZnS_{(m)} + H_2O_{(ж)}$
47.  $CaC_{2(κ)} + 2H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(κ)} + C_2H_{2(z)}$
48.  $Ca_3N_{2(m)} + 6H_2O_{(ж)} = 3Ca(OH)_{2(m)} + 2NH_{3(z)}$
49.  $3Ca(OH)_{2(m)} + P_2O_{5(m)} = Ca_3(PO_4)_{2(m)} + 3H_2O_{(ж)}$
50.  $P_2O_{5(m)} + 3CaO_{(m)} = Ca_3(PO_4)_{2(m)}$
51.  $SiH_{4(z)} + 2O_{2(z)} = SiO_{2(m)} + 2H_2O_{(z)}$
52.  $TiO_{2(m)} + 2Mg_{(m)} = Ti_{(m)} + 2MgO_{(m)}$
53.  $2NO_{2(z)} = N_2O_{4(z)}$
54.  $NH_{3(z)} + HNO_{3(ж)} = NH_4NO_{3(m)}$
55.  $4FeS_{(m)} + 7O_{2(z)} = 2Fe_2O_{3(m)} + 4SO_{2(z)}$
56.  $2CuS_{(m)} + 3O_{2(z)} = 2CuO_{(m)} + 2SO_{2(z)}$
57.  $CaO_{(m)} + SiO_{2(m)} = CaSiO_{3(m)}$
58.  $H_2SO_{4(ж)} = SO_{3(z)} + H_2O_{(ж)}$

59.  $CO_{2(z)} + C_{(zpa\phi um)} = 2CO_{(z)}$
60.  $2PbO_{(m)} + 2SO_{2(z)} + O_{2(z)} = 2PbSO_{4(m)}$
61.  $2FeO_{(m)} + C_{(zpa\phi um)} = 2Fe_{(m)} + CO_{2(z)}$
62.  $FeO_{(m)} + C_{(zpa\phi um)} = Fe_{(m)} + CO_{(z)}$
63.  $FeO_{(m)} + CO_{(z)} = Fe_{(m)} + CO_{2(z)}$
64.  $2Fe_2O_{3(m)} + 3C_{(zpa\phi um)} = 4Fe_{(m)} + 3CO_{2(z)}$
65.  $Fe_2O_{3(m)} + 3CO_{(z)} = 2Fe_{(m)} + 3CO_{2(z)}$
66.  $Fe_2O_{3(m)} + 3H_{2(z)} = 2Fe_{(m)} + 3H_2O_{(z)}$
67.  $FeO_{(m)} + H_{2(z)} = Fe_{(m)} + H_2O_{(z)}$
68.  $Fe_3O_{4(m)} + 2C_{(zpa\phi um)} = 3Fe_{(m)} + 2CO_{2(z)}$
69.  $Fe_3O_{4(m)} + 4C_{(zpa\phi um)} = 3Fe_{(m)} + 4CO_{(z)}$
70.  $Fe_3O_{4(m)} + 4CO_{(z)} = 3Fe_{(m)} + 4CO_{2(z)}$
71.  $Fe_2O_{3(m)} + 3C_{(zpa\phi um)} = 2Fe_{(m)} + 3CO_{(z)}$
72.  $Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(z)} = 3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(z)}$
73.  $MgO_{(m)} + H_{2(z)} = Mg_{(m)} + H_2O_{(ж)}$
74.  $4HCl_{(z)} + O_{2(z)} = 2Cl_{2(z)} + 2H_2O_{(z)}$
75.  $PbO_{2(m)} + Pb_{(m)} = 2PbO_{(m)}$
76.  $SnO_{2(m)} + Sn_{(m)} = 2SnO_{(m)}$
77.  $Cu_{(m)} + ZnO_{(m)} = CuO_{(m)} + Zn_{(m)}$
78.  $3Fe_3O_{4(m)} + 8Al_{(m)} = 9Fe_{(m)} + 4Al_2O_{3(m)}$
79.  $Fe_2O_{3(m)} + 2Al_{(m)} = 2Fe_{(m)} + Al_2O_{3(m)}$
80.  $3FeO_{(m)} + 2Al_{(m)} = 3Fe_{(m)} + Al_2O_{3(m)}$
81.  $Pb_{(m)} + CuO_{(m)} = PbO_{(m)} + Cu_{(m)}$
82.  $2Na_2SO_{4(m)} = 2Na_2SO_{3(m)} + O_{2(z)}$
83.  $TiO_{2(m)} + 2C_{(zpa\phi um)} = Ti_{(m)} + 2CO_{(z)}$

84.  $C_2H_{4(z)} + 3O_{2(z)} = 2CO_{2(z)} + 2H_2O_{(z)}$
85.  $2CH_3OH_{(ж)} + 3O_{2(z)} = 2CO_{2(z)} + 4H_2O_{(ж)}$
86.  $4FeSO_{4(m)} = 2Fe_2O_{3(m)} + 4SO_{2(z)} + O_{2(z)}$
87.  $2Cr(OH)_3(m) = Cr_2O_3(m) + 3H_2O_{(z)}$
88.  $SiO_{2(m)} + H_2O_{(ж)} = H_2SiO_{3(m)}$
89.  $FeO_{(m)} + CO_{2(z)} = FeCO_3(m)$
90.  $2AgNO_{3(m)} = 2Ag_{(m)} + 2NO_{2(z)} + O_{2(z)}$
91.  $PbO_{(m)} + CO_{(z)} = Pb_{(m)} + CO_{2(z)}$
92.  $Cr_2O_3(m) + 3C_{(zpaфum)} = 2Cr_{(m)} + 3CO_{(z)}$
93.  $2Cr_2O_3(m) + 3C_{(zpaфum)} = 4Cr_{(m)} + 3CO_{2(z)}$
94.  $PbO_2(m) + CO_{(z)} = PbO_{(m)} + CO_{2(z)}$
95.  $PbO_2(m) + 2CO_{(z)} = Pb_{(m)} + 2CO_{2(z)}$
96.  $4Fe(OH)_2(m) + O_{2(z)} + 2H_2O_{(ж)} = 4Fe(OH)_3(m)$
97.  $Fe_2(SO_4)_3(m) = Fe_2O_3(m) + 3SO_3(z)$
98.  $Fe_2O_3(m) + Na_2CO_3(m) = 2NaFeO_2(m) + 3CO_2(z)$
99.  $2Cu_{(m)} + 4HCl_{(p-p)} + O_{2(z)} = CuCl_{2(p-p)} + 2H_2O_{(ж)}$
100.  $ZnS_{(m)} + 2O_{2(z)} = ZnSO_4(m)$

Стандартные энтальпии образования ( $\Delta H^0_{298}$ ) и энтропии ( $S^0_{298}$ )  
некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж моль	$S^0_{298}$ , Дж моль · К
Ag <sub>(т)</sub>	0	42,6
AgNO <sub>3(т)</sub>	-124,5	140,9
Al <sub>(т)</sub>	0	27,3
Al <sub>2</sub> O <sub>3(т)</sub>	-1672,0	50,9
AlF <sub>3(т)</sub>	-1422,7	63,1
Al <sub>4</sub> C <sub>3(т)</sub>	-209,0	89,0
Al(OH) <sub>3(т)</sub>	-1237,9	81,0
BaO <sub>2(т)</sub>	-629,7	65,7
BaSO <sub>4(т)</sub>	-1465,0	132,0
C <sub>(графит)</sub>	0	5,7
CH <sub>4(г)</sub>	-74,8	186,2
C <sub>2</sub> H <sub>2(г)</sub>	226,8	200,8
C <sub>6</sub> H <sub>6(ж)</sub>	82,6	269,2
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NO <sub>2(ж)</sub>	16,0	225,1
C <sub>2</sub> H <sub>4(г)</sub>	52,3	219,5
CH <sub>3</sub> OH <sub>(ж)</sub>	-238,6	126,8
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(ж)</sub>	-277,6	160,7
CO <sub>(г)</sub>	-110,5	197,5
CO <sub>2(г)</sub>	-393,5	213,7
COCl <sub>2(г)</sub>	-214,2	281,0
CaCO <sub>3(т)</sub>	-1207,0	88,7
CaH <sub>2(т)</sub>	-182,4	42,1
Ca <sub>3</sub> N <sub>2(т)</sub>	-431,8	105,0
CaO <sub>(т)</sub>	-635,5	39,7
CaC <sub>2(т)</sub>	-57,6	67,8
Ca(OH) <sub>2(т)</sub>	-986,6	76,1
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-4142,0	231,6
CaSiO <sub>3(т)</sub>	-1599,9	83,9
CaSO <sub>4(т)</sub>	-1338,0	102,4
Cl <sub>2(г)</sub>	0	222,9
Cu <sub>(т)</sub>	0	32,1
Cu <sup>2+</sup>	67,0	92,8

Вещество	$\Delta H^0_{298,}$ кДж моль	$S^0_{298,}$ Дж моль · К
CuO <sub>(т)</sub>	-149,6	41,2
Cu(OH) <sub>2(т)</sub>	-450,2	80,4
CuCl <sub>(т)</sub>	-137,3	87,0
CuS <sub>(к)</sub>	-49,6	41,3
CuSO <sub>4(т)</sub>	-753,0	101,8
Cr(OH) <sub>3(т)</sub>	-1000,0	80,3
Cr <sub>2</sub> O <sub>3(т)</sub>	-1140,6	81,2
Cr <sub>(т)</sub>	0	23,6
Fe <sub>(т)</sub>	0	26,8
FeO <sub>(т)</sub>	-264,8	60,8
Fe <sub>2</sub> O <sub>3(т)</sub>	-812,2	87,4
Fe <sub>3</sub> O <sub>4(т)</sub>	-1117,1	146,2
Fe(OH) <sub>2(т)</sub>	-561,7	88,0
Fe(OH) <sub>3(т)</sub>	-826,6	105,0
FeS <sub>(т)</sub>	-100,4	60,3
FeSO <sub>4(т)</sub>	-929,5	121,0
Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(т)</sub>	-2584,0	282,8
Fe(CrO <sub>2</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-5,3	140,4
FeTiO <sub>3(т)</sub>	-1239,0	102,2
FeCO <sub>3(т)</sub>	-738,2	95,4
H <sub>2(г)</sub>	0	130,5
H <sup>+</sup> <sub>(р)</sub>	0	0
HCl <sub>(г)</sub>	-270,7	206,5
Cl <sup>-</sup>	-233,6	153,2
H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	-241,8	188,6
H <sub>2</sub> O <sub>(ж)</sub>	-285,8	70,1
H <sub>2</sub> O <sub>2(ж)</sub>	-187,8	109,5
H <sub>2</sub> S <sub>(г)</sub>	-210,8	205,7
HNO <sub>2(ж)</sub>	-79,8	247,3
HNO <sub>3(ж)</sub>	-129,2	253,1
H <sub>2</sub> SO <sub>4(ж)</sub>	-814,2	156,9
H <sub>2</sub> SiO <sub>3(т)</sub>	-1188,7	134,0
H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	-992,2	83,6
KOH <sub>(т)</sub>	-425,8	79,3
KCl <sub>(т)</sub>	-435,9	82,6
KClO <sub>3(т)</sub>	-391,2	143,0
KClO <sub>4(т)</sub>	-414,8	146,6

Вещество	$\Delta H^0_{298},$ кДж моль	$S^0_{298},$ Дж моль · К
Mg <sub>(т)</sub>	0	28,2
Mg(OH) <sub>2(т)</sub>	-885,6	60,9
MgCl <sub>2(т)</sub>	-641,1	89,9
MgCO <sub>3(т)</sub>	-1060,0	63,4
Mg <sub>3</sub> N <sub>2(т)</sub>	-461,1	87,9
MgO <sub>(т)</sub>	-601,8	26,9
MnO <sub>2(т)</sub>	-498,2	51,4
Mn <sub>(т)</sub>	0	30,8
N <sub>2(г)</sub>	0	191,5
NH <sub>3(г)</sub>	-46,2	192,6
NH <sub>4</sub> NO <sub>2(т)</sub>	-256,0	116,8
NH <sub>4</sub> NO <sub>3(т)</sub>	-365,4	151,0
N <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	82,0	219,9
NO <sub>(г)</sub>	90,3	210,6
NO <sub>2(г)</sub>	33,5	240,2
N <sub>2</sub> O <sub>4(г)</sub>	9,6	303,8
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4(т)</sub>	-1183,9	220,9
NH <sub>4</sub> Cl <sub>(т)</sub>	-314,2	95,8
NaAlO <sub>2(т)</sub>	-1137,4	67,6
Na <sub>2</sub> O <sub>2(т)</sub>	-492,8	91,9
Na <sub>3</sub> AlF <sub>6(т)</sub>	-3059,2	228,4
NaCl <sub>(т)</sub>	-394,8	69,8
NaClO <sub>3(тк)</sub>	-365,4	129,7
NaF <sub>(т)</sub>	-546,8	49,4
Na <sub>2</sub> CO <sub>3(т)</sub>	-1086,8	130,4
Na <sub>2</sub> SiF <sub>6(т)</sub>	-2724,6	205,6
Na <sub>2</sub> SO <sub>4(т)</sub>	-1342,4	143,2
NaOH <sub>(т)</sub>	-409,8	62,2
Ni <sub>(т)</sub>	0	29,9
Ni(CO) <sub>4(ж)</sub>	-579,4	384,5
O <sub>2(г)</sub>	0	205,0
OH <sup>-</sup> <sub>(р)</sub>	-230,2	10,9
P <sub>2</sub> O <sub>5(т)</sub>	-1492,0	114,5
PCl <sub>5(ж)</sub>	-443,4	302,9
H <sub>3</sub> PO <sub>4(ж)</sub>	-1212,0	106,2
PH <sub>3(г)</sub>	16,8	202,3
Pb <sub>(т)</sub>	0	64,8

Вещество	$\Delta H^0_{298},$ $\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S^0_{298},$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$
PbO <sub>(т)</sub>	-219,3	66,1
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-429,8	204,1
PbSO <sub>4(т)</sub>	-878,5	21,2
PbO <sub>2(т)</sub>	-276,6	74,9
S <sub>(т)</sub>	0	30,7
SO <sub>2(г)</sub>	-297,0	248,1
SO <sub>3(г)</sub>	-395,8	256,7
SiF <sub>4(г)</sub>	-1614,9	282,6
SiCl <sub>4(ж)</sub>	-687,8	239,7
SiH <sub>4(г)</sub>	34,7	204,6
SiO <sub>2(т)</sub>	-910,0	41,8
Sn <sub>(т)</sub>	0	51,6
SnO <sub>(т)</sub>	-286,0	56,5
SnCl <sub>4(ж)</sub>	-421,7	247,6
Ti <sub>(т)</sub>	0	30,6
TiCl <sub>4(ж)</sub>	-804,2	252,4
TiO <sub>2(т)</sub>	-943,7	50,3
ZnSO <sub>4(т)</sub>	-936,5	123,8
ZnO <sub>(т)</sub>	-350,6	43,6
ZnS <sub>(т)</sub>	-193,2	45,7
Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-456,9	185,5

## Лабораторная работа № 4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 4.1. Цель работы

Определить влияние различных факторов на скорость химической реакции, ознакомиться с методами определения средней константы скорости, порядка реакции, энергии активации.

**4.2. Объекты и средства исследования:** 0,1М растворы тиосульфата натрия и серной кислоты, дистиллированная вода, пробирки, две бюретки, пипетка на 2мл, термостат, секундомер.

### 4.3. Программа работы

#### 4.3.1. Исследование кинетики взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой

##### 4.3.1.1. Влияние концентрации на скорость реакции.

В результате реакции между серной кислотой и тиосульфатом натрия образуется сера, выделяющаяся в виде мути.

Реакция идет в три стадии:

- 1)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S} \downarrow$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$

Суммарное уравнение:



Самая медленная, скоростьопределяющая стадия – вторая.

Время от начала реакции до момента помутнения (голубоватой опалесценции) зависит от скорости реакции. Это дает возможность судить о средней скорости реакции.

### Ход работы.

Приготовить четыре раствора тиосульфата натрия разной концентрации согласно таблице 3. Поочередно к каждому раствору прибавить по 2мл 0,1М раствора серной кислоты и измерить время от момента приливания кислоты до момента появления помутнения. Результаты занести в таблицу 3, учитывая что  $\Delta C$  есть величина постоянная, равная  $4 \times 10^{-3}$  моль/л.

Таблица 3

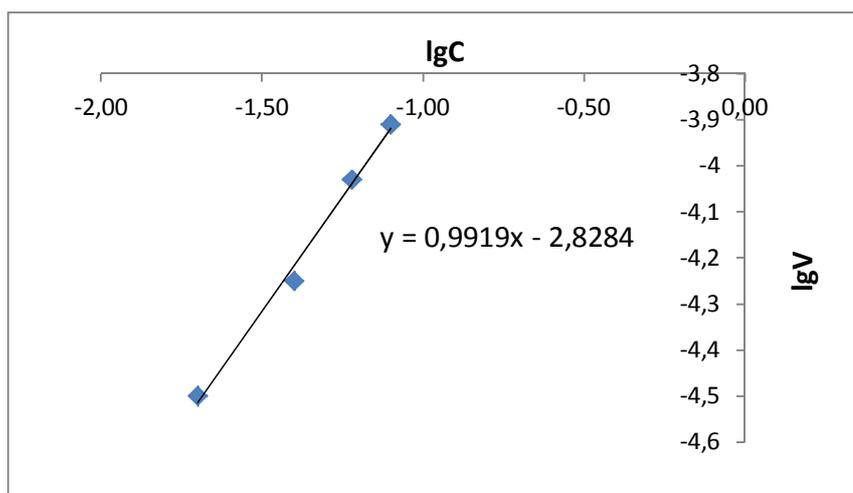
№ опыта	Объем, мл			Концентрация Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , моль/л	lgC	Температура			
	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 0,1 М р-р	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 0,1М р-р			T <sub>1</sub> , К		T <sub>2</sub> , К	
						Время, τ, с	Средняя скорость реакции, V=ΔC/τ, моль/л·с	lgV	Время, τ, с
1	2	6	2						
2	4	4	2						
3	6	2	2						
4	8	-	2						

На основании полученных данных построить график  $\lg V = f(\lg C)$  для определения порядка реакции при температуре  $T_1(K)$ . Графики строятся вручную на миллиметровой бумаге (способ 1) в соответствующем масштабе или в программе Microsoft Excel 2010 (способ 2).

Для построения графиков в программе Microsoft Excel 2010 необходимо занести исходные данные в электронную таблицу.

	A	B	C
1	lgC	lgV	
2	-1,70	-4,5	
3	-1,40	-4,25	
4	-1,22	-4,03	
5	-1,10	-3,91	
6			
7			

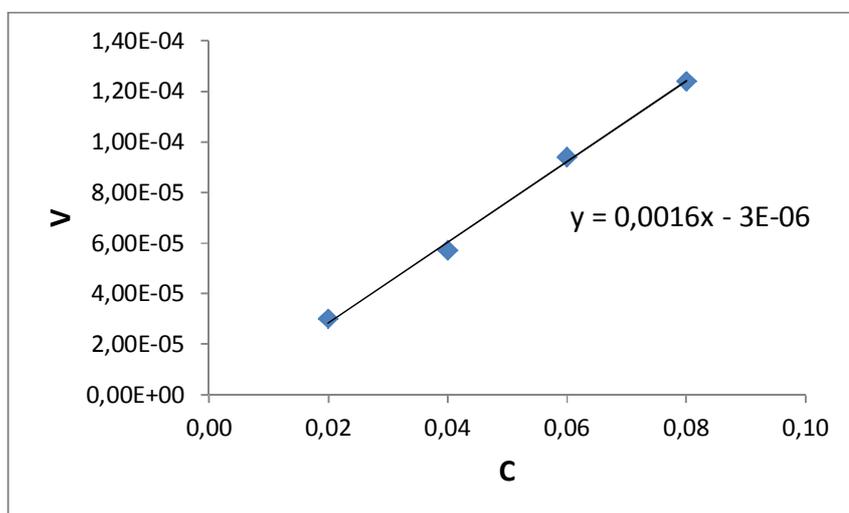
Затем необходимо выделить диапазон ячеек A2:B5 с данными и выбрать в меню **Вставка – Диаграммы – Точечная** и, выделив на графике полученные точки, выбрать в контекстном меню **Добавить линию тренда – Линейная – Показывать уравнение на диаграмме**. В результате получаем график прямолинейной зависимости, в уравнении которой множитель при независимой переменной ( $x$ ) и есть  $n$  – порядок реакции. Например,  $n = 0,9919 \approx 1$



Для определения константы скорости реакции  $k_1$  при комнатной температуре следует построить график зависимости  $V = f(C)$  также вручную или с помощью программы Microsoft Excel 2010.

Для построения графиков в программе Microsoft Excel 2010 занести исходные данные в электронную таблицу. Обратите внимание, что для столбца скорость ( $V$ ) необходимо выбрать **формат ячеек экспоненциальный**. В результате получаем график прямолинейной зависимости, в уравнении которой множитель при независимой переменной ( $x$ ) является константой скорости реакции.

Например,  $k = 1,6 \cdot 10^{-3}$



#### 4.3.1.2. Влияние температуры на скорость реакции.

Опыт проводить аналогично предыдущему, но растворы тиосульфата натрия и серной кислоты перед смешением предварительно по отдельности нагреть в термостате в течение 5 минут.

Результаты записать в таблицу 3 ( $T_2$ ).

По результатам расчетов и измерений построить график  $V = f(C)$  и определить константу скорости реакции  $k_2$  при повышенной температуре ( $T_2$ ) и температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma$ ) по формуле:

$$\gamma = \frac{k_2}{k_1}$$

На основании данных опытов 3.1.1. и 3.1.2. рассчитывают энергию активации реакции  $E_{\text{акт.}}$  по формуле:

$$E_{\text{акт.}} = \frac{2,3 \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \lg \frac{k_2}{k_1}$$

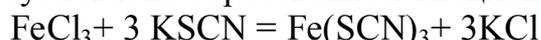
где  $R = 8,31$  Дж/(моль·К) – универсальная газовая постоянная;

$T_1$  и  $T_2$  – температура, К ;

$k_1$  и  $k_2$  – константы скорости реакции при температурах  $T_1$  и  $T_2$ , соответственно,  $\text{с}^{-1}$ .

#### ***4.3.2. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие***

При взаимодействии хлорного железа с тиоцианатом калия появляющаяся красная окраска раствора обусловлена образованием тиоцианата железа(III):



Изменяя концентрации участвующих в реакции веществ, можно по изменению окраски судить о направлении смещения химического равновесия.

##### Программа работы

4.3.2.1. К 20 мл дистиллированной воды добавить две капли раствора хлорида железа(III) и две капли раствора тиоцианата калия.

4.3.2.2. Окрашенный раствор разлить поровну в три пробирки. Первую пробирку оставить для сравнения, во вторую добавить несколько капель раствора KSCN, в третью – кристаллический KCl. Перемешать растворы в пробирках. Сравнить окраску растворов в этих двух пробирках с окраской раствора в первой пробирке.

4.3.2.3. Объяснить усиление и ослабление окраски. Пользуясь выражением константы химического равновесия для этой реакции, сделать вывод о смещении химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

#### 4.4. Контрольные вопросы.

4.4.1. Укажите, какими изменениями концентраций, давления и температуры можно сместить равновесие в сторону продуктов реакции в следующих процессах:

1	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
2	$\text{C}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
3	$2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{NO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
4	$\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
5	$\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{NH}_{3(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
6	$\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{к})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{CO}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
7	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
8	$2\text{ZnS}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{ZnO}_{(\text{к})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
9	$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{SO}_{3(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
10	$\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{NH}_{3(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
11	$2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
12	$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
13	$\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
14	$2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\Delta H < 0$
15	$2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
16	$\text{WO}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{W}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
17	$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{Cu}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
18	$\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
19	$\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{HI}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
20	$\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
21	$2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
22	$\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{к})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
23	$\text{SnCl}_{4(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{SnS}_{2(\text{к})} + 4\text{HCl}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$

24	$\text{TiO}_{2(\text{к})} + 2 \text{C}_{(\text{к})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Ti}_{(\text{к})} + 2 \text{CO}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
25	$\text{PbO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Pb}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
26	$\text{I}_{2(\text{к})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2 \text{HI}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{к})}$	$\Delta H > 0$
27	$2 \text{NO}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
28	$\text{SnCl}_{4(\text{г})} + 2 \text{H}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Sn}_{(\text{к})} + 4 \text{HCl}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
29	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 2 \text{C}_{(\text{к})}$	$\leftrightarrow$	$3\text{Fe}_{(\text{к})} + 2 \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
30	$\text{MgO}_{(\text{к})} + 2 \text{HCl}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{MgCl}_{2(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
31	$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{NO}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
32	$\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
33	$\text{CaCO}_3$	$\leftrightarrow$	$\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
34	$\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2 \text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
35	$\text{MnO}_{2(\text{к})} + 4\text{HCl}_{(\text{р-р})}$	$\leftrightarrow$	$\text{MnCl}_{2(\text{р-р})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\Delta H < 0$
36	$2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$2\text{NOCl}_{(\text{г})}$	$\Delta H < 0$
37	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + \text{C}_{(\text{т})}$	$\leftrightarrow$	$2 \text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
38	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{C}_{(\text{т})}$	$\leftrightarrow$	$\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
39	$\text{ZnO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{Zn}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$
40	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$	$\leftrightarrow$	$\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	$\Delta H > 0$

#### 4.4.2. Примерные тестовые вопросы

1. Выберите факторы, не влияющие на скорость реакции:

- |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|
| a. тепловой эффект реакции | b. масса реакционной смеси |
| c. температура             | d. катализатор             |

2. Как изменится скорость элементарной реакции  $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NOCl}_{(\text{г})}$  при уменьшении общего давления в системе в 2 раза?

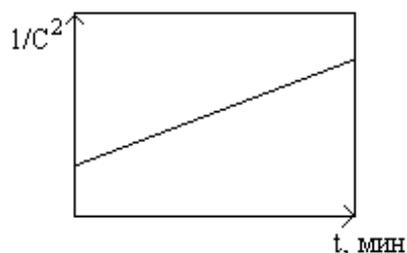
3. При изучении кинетики реакции  $\text{A} + 2\text{B} = \text{D}$  было установлено, что скорость реакции не зависит от концентрации вещества А, а при увеличении концентрации вещества В в 2 раза увеличивается в 4 раза. Каков вид кинетического уравнения этой реакции?

- |                  |                      |                    |                |
|------------------|----------------------|--------------------|----------------|
| a. $V = k C_B^2$ | b. $V = k C_A C_B^2$ | c. $V = k C_A C_B$ | d. $V = k C_A$ |
|------------------|----------------------|--------------------|----------------|

4. В результате каких внешних воздействий равновесие реакции  $\text{ZnO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Zn}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  ( $\Delta H > 0$ ) сместится в сторону исходных веществ:

- a. увеличение парциального давления  $\text{CO}_2$       b. уменьшение объема  
 c. увеличение общего давления      d. уменьшение температуры

5. При изучении кинетики некоторой реакции были получены данные, изображенные на графике. Каков порядок данной реакции?

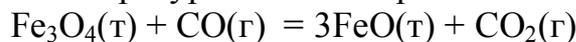


6. Какое внешнее воздействие приведет к уменьшению константы равновесия реакции:



- a. увеличение температуры      b. введение катализатора  
 c. увеличение давления      d. уменьшение температуры

7. При некоторой температуре константа равновесия реакции



равна 3. При каком соотношении парциальных давлений  $\text{CO}_2$  и  $\text{CO}$  в системе будет идти обратная реакция?

- a.  $p(\text{CO}_2) = p(\text{CO})$     b.  $p(\text{CO}_2) = 3p(\text{CO})$     c.  $p(\text{CO}_2) = 2p(\text{CO})$     d.  $p(\text{CO}_2) = 4p(\text{CO})$

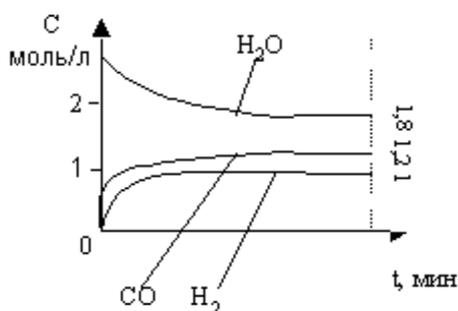
8. Рассчитайте  $\Delta H$  для процесса:  $\text{C}_{\text{графит}} \rightarrow \text{C}_{\text{алмаз}}$  по известным энтальпиям сгорания



Ответ округлите до целочисленного значения.

9. При увеличении температуры от 20 до 40<sup>0</sup>С скорость реакции возросла в 9 раз. Определите температурный коэффициент скорости реакции.

10. На графике представлено изменение концентраций реагирующих веществ в ходе реакции  $\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{C}_{(к)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2(г)$ . Рассчитайте константу равновесия.



11. Газовая реакция  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  имеет третий общий порядок. Как изменится скорость этой реакции при увеличении общего давления в 3 раза?

12. Какие факторы не влияют на температурный коэффициент скорости реакции?

- a. природа реагирующих веществ  
 б. тепловой эффект реакции  
 в. энергия активации  
 г. концентрация реагентов

13. При  $20^\circ\text{C}$  некоторая реакция протекает за 45 мин, а при  $30^\circ\text{C}$  - за 15 мин. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

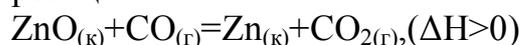
14. Для некоторой реакции  $\Delta G^0 < 0$ . Какие из приведенных утверждений правильны:

- a. константа равновесия реакции больше единицы  
 б. константа равновесия реакции меньше единицы  
 в. в равновесной смеси преобладают исходные вещества  
 г. в равновесной смеси преобладают продукты реакции

15. В растворе протекает элементарная гомогенная реакция. При разбавлении раствора в 3 раза скорость реакции уменьшается в 9 раз. Каков общий порядок реакции?

16. При  $20^\circ\text{C}$  константа скорости некоторой реакции равна  $10^{-4} \text{ мин}^{-1}$ , а при  $50^\circ\text{C}$  -  $8 \cdot 10^{-4} \text{ мин}^{-1}$ . Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

17. Какое внешнее воздействие приведет к увеличению константы равновесия реакции



- a. увеличение температуры  
 б. уменьшение температуры

c. увеличение давления

d. введение катализатора

18. Для некоторой реакции константа равновесия уменьшается при увеличении температуры. Каков знак  $\Delta H$  для этой реакции?

a.  $\Delta H > 0$

b.  $\Delta H < 0$

c.  $\Delta H = 0$

19. Выберите фактор, не влияющий на скорость реакции.

a. температура

b. катализатор

c. концентрация веществ

d. тепловой эффект реакции

20. Энергия активации реакции 1 меньше энергии активации реакции 2.

Какая реакция имеет больший температурный коэффициент?

a. реакция 1

b. реакция 2

c. температурные коэффициенты равны

## Лабораторная работа № 5. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ АМИНО-, ГИДРОКСО- И АЦИДОКОМПЛЕКСОВ

### 5.1. Цель работы

Познакомиться с методами получения, химическими свойствами и устойчивостью комплексных соединений.

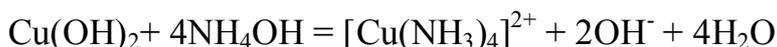
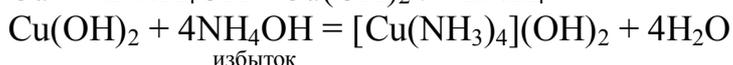
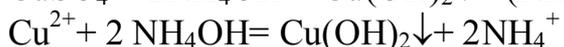
**5.2. Объекты и средства исследования:** 0,5М растворы иодида калия, хлорида хрома(III), хлорида железа(III), нитрата никеля(II), нитрата висмута(III), сульфата цинка, сульфата меди(II), сульфата алюминия, сульфата железа(II), сульфата железа(III)аммония, тиоцианата аммония, гексацианоферрата(II) и гексацианоферрата(III) калия, перманганата калия, 2М растворы хлористоводородной кислоты, гидроксида натрия и гидроксида аммония.

### 5.3. Программа работы

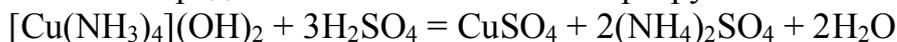
#### 5.3.1. Получение и свойства аммиакатов меди, никеля, цинка.

К растворам солей  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  добавить по каплям раствор аммиака (гидроксида аммония). Полученные осадки гидроксидов указанных металлов растворить в избытке раствора аммиака. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования соединений, содержащих комплексные ионы  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  и  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

К полученным растворам комплексов добавить раствор кислоты. Что при этом наблюдается? Написать уравнения реакций образования комплексных соединений в две ступени и их разрушения в кислой среде.



В кислой среде аммиачные комплексы разрушаются:



синяя окраска  
раствора

голубая окраска  
раствора

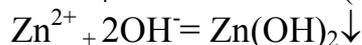
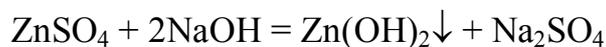
По приведенному примеру запишите аналогичные уравнения реакций для двух других комплексообразователей – ионов цинка и никеля.

Назовите все комплексные соединения.

#### 5.3.2. Получение гидроксосоединений цинка, алюминия и хрома.

К растворам солей  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$  прибавить по каплям раствор щелочи. Образующиеся осадки гидроксидов соответствующих металлов растворить в избытке раствора щелочи. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций

образования комплексных соединений, содержащих комплексные ионы  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  в две ступени по следующему примеру:



Назвать все комплексные соединения.

### 5.3.3. Получение ацидокомплексов

К раствору соли  $\text{Bi}^{3+}$  прибавить по каплям раствор иодида калия. Отметить цвет образующегося малорастворимого иодида висмута, после чего дополнительно добавить к осадку несколько капель иодида калия до полного перехода осадка в раствор. Отметить окраску раствора. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций, учитывая, что координационное число  $\text{Bi}^{3+}$  в этом случае равно четырем. Назвать комплексное соединение.

### 5.3.4. Обменные реакции комплексных соединений

5.3.4.а. К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора соли железа (II) добавить столько же капель раствора гексацианоферрата (III) калия –  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (красной кровяной соли).

Содержимое пробирки разбавить дистиллированной водой. Какой цвет имеет образовавшийся осадок и как это соединение называется? Написать уравнение проведенной реакции в молекулярной и ионной формах.

5.3.4.б. К 3-4 каплям раствора соли железа (III) прилить столько же капель раствора гексацианоферрата (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (желтой кровяной соли). Содержимое пробирки разбавить дистиллированной водой. Какой цвет имеет образовавшийся осадок и как это соединение называется? Написать уравнение проведенной реакции в молекулярной и ионной формах.

Реактивами на какие ионы могут служить ионы  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ?

### 5.3.5. Окислительно-восстановительные реакции комплексных соединений.

К 5 каплям раствора перманганата калия прилить столько же капель 2М раствора серной кислоты и 5-6 капель раствора гексацианоферрата (II) калия. Раствор перманганата обесцвечивается и образуется комплексное соединение  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - гексацианоферрат (III) калия. Написать уравнение проведенной реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

### 5.3.6. *Изучение свойств двойной и комплексной соли*

Взять 5 пробирок. В три пробирки налить по 3 капли раствора аммониево-железных квасцов  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , а в две оставшиеся пробирки - по 3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли).

Затем в первую пробирку прибавить 2 капли раствора тиоцианата аммония –  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , во вторую - 2 капли раствора хлорида бария, в третью - 2-3 капли раствора щелочи (нагрейте до появления запаха аммиака), в четвертую - 2-3 капли раствора щелочи и в пятую - 2 капли раствора тиоцианата аммония.

Сопоставить результаты опытов в первых трех пробирках с результатами опытов в двух других. На какие ионы диссоциируют в водном растворе аммониево-железные квасцы и гексацианоферрат (III) калия? Написать уравнения диссоциации солей и уравнения реакций.

### 5.4. *Контрольные задания*

5.4.1. *Составьте формулу, назовите и разберите структуру комплексного соединения, содержащего следующие частицы:*

1.	$\text{Na}^+$	$\text{Pt}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	26.	$\text{Ti}^{4+}$	$\text{F}^-$	$\text{K}^+$
2.	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{NH}_3$	$\text{Cl}^-$	27.	$\text{Be}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{K}^+$
3.	$\text{Al}^{3+}$	$\text{K}^+$	$\text{F}^-$	28.	$\text{Co}^{3+}$	$\text{F}^-$	$\text{Na}^+$
4.	$\text{Co}^{3+}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^-$	29.	$\text{Pd}^{4+}$	$\text{K}^+$	$\text{Br}^-$
5.	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{CN}^-$	$\text{K}^+$	30.	$\text{OH}^-$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{K}^+$
6.	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{NH}_3$	$\text{Cl}^-$	31.	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$
7.	$\text{Ni}^{2+}$ (к.ч.=6)	$\text{SCN}^-$	$\text{K}^+$	32.	$\text{NH}_3$	$\text{Ag}^+$	$\text{Cl}^-$
8.	$\text{Fe}^{2+}$ (к.ч.=6)	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-}$	33.	$\text{Co}^{3+}$	$\text{NO}_2^-$	$\text{K}^+$
9.	$\text{Ag}^+$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{K}^+$	34.	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-}$
10.	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Br}^-$	$\text{K}^+$	35.	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{F}^-$	$\text{K}^+$
11.	$\text{Fe}^{2+}$ (к.ч.=6)	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{CN}^-$	36.	$\text{Al}^{3+}$	$\text{K}^+$	$\text{OH}^-$
12.	$\text{Au}^{3+}$ (к.ч.=4)	$\text{NH}_3$	$\text{Cl}^-$	37.	$\text{Pt}^{4+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{K}^+$
13.	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$	38.	$\text{SCN}^-$	$\text{Ag}^+$	$\text{Na}^+$
14.	$\text{Sb}^{5+}$ (к.ч.=6)	$\text{F}^-$	$\text{K}^+$	39.	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{NH}_3$	$\text{Cl}^-$
15.	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$	40.	$\text{Sb}^{3+}$	$\text{Rb}^+$	$\text{Cl}^-$
16.	$\text{Ni}^{2+}$ (к.ч.=6)	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{Br}^-$	41.	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{K}^+$
17.	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{CN}^-$	42.	$\text{NO}_3^-$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{NH}_3$

18.	$B^{3+}$ (к.ч.=4)	$F^{-}$	$K^{+}$	43.	$Pt^{4+}$ (к.ч.=6)	$OH^{-}$	$Na^{+}$
19.	$Ti^{3+}$	$H_2O$	$Cl^{-}$	44.	$Ni^{2+}$ (к.ч.=6)	$H_2O$	$NO_3^{-}$
20.	$Cd^{2+}$	$I^{-}$	$K^{+}$	45.	$Zn^{2+}$	$NH_3$	$Cl^{-}$
21.	$Cu^{2+}$	$NH_3$	$OH^{-}$	46.	$Fe^{2+}$ (к.ч.=6)	$Na^{+}$	$F^{-}$
22.	$K^{+}$	$NO_2^{-}$	$Ag^{+}$	47.	$Bi^{3+}$ (к.ч.=4)	$Na^{+}$	$I^{-}$
23.	$Sn^{4+}$ (к.ч.=6)	$OH^{-}$	$K^{+}$	48.	$Na^{+}$	$V^{2+}$ (к.ч.=6)	$SCN^{-}$
24.	$Mn^{2+}$ (к.ч.=6)	$CN^{-}$	$Na^{+}$	49.	$Si^{4+}$ (к.ч.=6)	$Na^{+}$	$F^{-}$
25.	$Rh^{3+}$	$NH_3$	$Cl^{-}$	50.	$Au^{3+}$ (к.ч.=4)	$Na^{+}$	$CN^{-}$

5.4.2. Напишите уравнения реакций получения комплексных соединений в молекулярном и ионном виде:

- Гексацианоферрат(II) калия
- Тетраиодокадмат(II) натрия
- Тетрагидроксостаннат(II) натрия
- Тетраиодомеркурат(II) калия
- Гексацианоферрат(III) калия
- Хлорид гексаамминкобальта(III)
- Дитиосульфатоаргентат(I) натрия
- Гидроксид тетраамминмеди (II)
- Тетрагидроксобериллат калия
- Гексахлоровисмутат(III) натрия
- Хлорид диамминсеребра(I)
- Тетрароданоцинкат натрия
- Гексацианоферрат(II) меди(II)
- Дисульфитокадмат(II) натрия
- Хлорид гексаамминжелеза(III)
- Тетрагидроксоплюмбат(II) калия
- Хлорид гексаамминхрома(III)
- Тетрацианомеркурат(II) калия
- Гексагидроксоплюмбат(IV) натрия
- Тетрахлороаурат(III) натрия
- Гексагидроксоплатинат(IV) калия
- Гексацианоманганат(II) натрия
- Гексароданоферрат(III) калия
- Тетрацианоникколат(II) натрия
- Динитритоаргентат(I) натрия
- Гексагидроксостаннат(IV) калия
- Гексанитритокобальтат(III) калия
- Хлорид тетраамминкадмия(II)
- Гексафторалюминат натрия.
- Гексацианоферрат(II) железа(III)

## Лабораторная работа № 6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

### 6.1. Цель и задачи работы.

Изучение процессов гидролиза солей различного типа. Установление влияния температуры, разбавления, реакции среды, заряда иона-комплексообразователя на степень гидролиза солей.

### 6.2. Объекты и средства исследования.

Растворы солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$  (1 моль/л). Соляная кислота, концентрированная. Гидроксид аммония, 25% раствор. Соль Мора, 0,1М раствор, ЭДТА, 10% раствор. Персульфат аммония, 10% раствор. Фенолфталеин, 1% спиртовой раствор. Универсальная индикаторная бумага. Пробирки. Предметные стекла.

### 6.3. Подготовка к работе.

Тщательно промыть пробирки водопроводной и сполоснуть дистиллированной водой.

### 6.4. Программа работы

#### 6.4.1. Определение рН среды при гидролизе солей в водных растворах.

На кусочки универсальной индикаторной бумаги, помещенные на предметное стекло, нанесите по капле растворов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Сравните окраску каждого раствора с контрольной шкалой и определите рН каждого из растворов. Напишите уравнения гидролиза указанных солей.

#### 6.4.2. Влияние температуры на степень гидролиза

Налейте в пробирку 1 мл раствора ацетата натрия и добавьте одну каплю раствора фенолфталеина. Нагрейте раствор до кипения, затем быстро охладите его в струе холодной воды.

Наблюдайте изменение окраски после каждой операции. На основании наблюдений сделайте вывод об изменении степени гидролиза при повышении температуры раствора.

#### 6.4.3. Влияние разбавления на степень гидролиза

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III). Постепенно разбавляйте раствор дистиллированной водой. Наблюдайте выпадение обильного осадка.

Составьте уравнение реакции гидролиза и сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза.

#### 6.4.4. Влияние реакции среды на гидролиз

В пробирку с осадком, полученным в результате предыдущего опыта добавьте 5-6 капель хлороводородной кислоты. Напишите уравнение реакции

растворения осадка. Сделайте вывод о влиянии **pH** среды на гидролиз растворов солей разных типов.

#### 6.4.5. Влияние заряда иона на степень гидролиза

В пробирку внесите 1 мл раствора хлорида аммония, 2-3 капли раствора гидроксида аммония и 5-6 капель раствора соли Мора. Содержимое разлейте на две пробирки, в одну из которых добавьте 2-3 капли раствора персульфата аммония. Наблюдайте образование на поверхности раствора бурой пленки.

Чем объясняется ускорение реакции во второй пробирке? Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о влиянии заряда иона на степень гидролиза.

#### 6.4.6. Подавление гидролиза солей комплексобразованием

В две пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида железа (III) и 1 капле хлористоводородной кислоты. В одну из пробирок добавьте 8-10 капель раствора ЭДТА, а затем в обе по 5-6 капель раствора гидроксида аммония.

Наблюдайте выпадение осадка в отсутствие комплексона, запишите уравнения соответствующих реакций и сделайте вывод о влиянии конкурирующих реакций на гидролиз солей.

#### 6.4.7. Растворение металлов в продукте гидролиза

Опустите кусочек цинка в пробирку с раствором хлорида цинка и нагрейте ее. Чем объяснить выделение газа? Составьте уравнения реакций.

### 6.5. Контрольные вопросы

6.5.1. Составьте ионные уравнения гидролиза водных растворов солей по первой ступени. Укажите реакцию среды.

1. нитрат хрома (III), цианид аммония, силикат натрия;
2. карбонат аммония, сульфат железа (II), сульфат калия;
3. оксалат рубидия, хлорид калия, нитрат цинка;
4. сульфид натрия, сульфат цинка, ацетат алюминия;
5. хлорид железа (III), сульфид аммония, фторид натрия;
6. цианид калия, сульфит аммония, нитрат бария;
7. нитрат меди (II), формиат калия, формиат аммония;
8. фторид цезия, карбонат аммония, сульфат железа (III);
9. силикат калия, нитрат железа (II), оксалат калия;
10. хлорид магния, сульфат натрия, ацетат аммония;
11. карбонат калия, ацетат меди (II), селенат натрия;
12. иодид железа (II), нитрат магния, оксалат аммония;
13. сульфит калия, цианид натрия, ацетат свинца;
14. нитрат цинка, бромид калия, цианид рубидия;
15. карбонат цезия, хлорид кобальта (II), формиат меди (II);
16. ацетат калия, иодид магния, сульфит аммония;
17. фторид аммония, сульфат железа (III), ацетат лития;
18. фосфат натрия, ацетат никеля, хлорид бериллия;
19. бромид аммония, оксалат натрия, сульфид аммония;

20. формиат цезия, хлорид аммония, фосфат калия;
21. бромид никеля, сульфид магния, нитрат серебра;
22. селенат меди (II), нитрит калия, борат аммония;
23. роданид калия, фторид аммония, ацетат калия;
24. сульфит рубидия, иодид бария, силикат аммония;
25. сульфат аммония, формиат кобальта (II), сульфид цезия;
26. сульфат железа (II), хлоридкалия, карбонат калия;
27. бромид калия, хлорид кобальта (II), фосфат калия;
28. ацетат калия, сульфат цинка, сульфат аммония;
29. цианидкалия, карбонат аммония, сульфат железа (II);
30. сульфат магния, формиат калия, сульфид аммония;
31. нитрит аммония, карбонат калия, сульфат натрия;
32. сульфат аммония, ацетат натрия, сульфид аммония,
33. цианид цинка, нитрат натрия, формиат калия;
34. нитрат серебра, фосфат калия, сульфат никеля;
35. фторид натрия, сульфат железа(II), ацетат аммония;
36. сульфат магния, сульфит калия, сульфид аммония;
37. хлорид бериллия, сульфит аммония, сульфид натрия;
38. ацетат меди, ацетат натрия, хлорид олова(II);
39. хлорид никеля, карбонат калия, хлорид сурьмы(III);
40. бромид аммония, силикат калия, формиат аммония.

6.5.2. *Укажите, в каком направлении будет смещаться равновесие гидролиза соли, название которой подчеркнуто,*

- а) при введении в раствор *сильной кислоты*;
- б) при введении в раствор *щелочи*;
- в) при нагревании раствора
- г) при разбавлении раствора

6.5.3. Рассчитайте для 0,01 моль/л раствора этой соли константу, степень гидролиза и pH раствора.

## Лабораторная работа № 7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ РАСТВОРА И КОНСТАНТЫ ДИССОЦИИИ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА

### 7.1. Цель и задачи работы:

Изучить кондуктометрический метод анализа. Установить зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации раствора. Изучить закон разбавления Оствальда, определить константу диссоциации слабого электролита. Установить, зависят ли степень диссоциации и константа диссоциации от концентрации раствора.

7.2. *Объекты и средства исследования:* дистиллированная вода, уксусная (муравьиная, щавелевая и т.п.) кислота, мерные колбы на 100 мл, химический стакан на 100 мл, кондуктометр.

### 7.3. Теоретические сведения.

Известно, что для слабых электролитов зависимость константы диссоциации от концентрации электролита выражается законом разбавления Оствальда:

$$K_d = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \quad (1), \text{ где}$$

$K_d$  - константа диссоциации слабого электролита,

$C_0$  - исходная концентрация,

$\alpha$  - степень диссоциации.

Если определить степень диссоциации, то легко можно вычислить  $K_d$ . Метод определения степени диссоциации основан на измерениях электропроводности растворов.

**Удельной электропроводностью** раствора ( $\chi$ ) называется электропроводность объема жидкости, заключенного между двумя параллельными электродами, расстояние между которыми  $l = 1$  м, а площадь поверхности каждого электрода  $S = 1$  м<sup>2</sup>.

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{l}{R \cdot S} \quad (2), \text{ где}$$

$R$  - сопротивление, Ом,

$\rho$  - удельное сопротивление, Ом·м,

$l$  - расстояние между электродами, м

$S$  - площадь поверхности каждого электрода, м<sup>2</sup>

Таким образом, единица измерения  $\chi$  выразится через Ом<sup>-1</sup>·м<sup>-1</sup> или См·м<sup>-1</sup>.

Удельная электропроводность сначала возрастает с разбавлением раствора в результате увеличения степени диссоциации, затем, пройдя через максимум, уменьшается, так как число молекул, а, следовательно, и ионов в единице объема уменьшается.

Другая форма выражения электропроводности – эквивалентная электропроводность ( $\lambda$ ). **Эквивалентной электропроводностью** называют электропровод-

ность такого объема раствора, в котором содержится один моль эквивалентов растворенного вещества.

Связь между удельной ( $\chi$ ) и эквивалентной ( $\lambda$ ) электропроводностью выражается формулой:

$$\lambda = \frac{\chi}{C_n} \quad (3)$$

таким образом, единицы измерения эквивалентной электропроводности:  $\text{См} \cdot \text{м}^2 / \text{моль}$ . Так как в нашем кондуктометре объем раствора, заключенного между электродами 1 мл, то

$$V = \frac{1000}{C_n} (\text{мл}) \quad (\text{при } C_n = 1 \text{ моль/л}), \quad \text{а } \lambda = \frac{\chi \cdot 1000}{C_n} \quad (4)$$

Эквивалентная электропроводность монотонно увеличивается с разбавлением раствора вследствие роста числа ионов и достигает предельного значения  $\lambda_\infty$  при полной диссоциации ( $\alpha=1$ ). Величину  $\lambda_\infty$  находят экстраполяцией измеренных значений  $\lambda_c$  на нулевую концентрацию ( $\lambda_c$  - эквивалентная электропроводность электролита при концентрации  $C$ ).

Кроме того, эквивалентная электропроводность равна сумме подвижностей ионов<sup>\*)</sup>, на которые диссоциирует данный электролит:

$$\lambda_\infty = \nu_+ + \nu_- \quad (5)$$

Таким образом, из экспериментальных данных можно рассчитать степень диссоциации  $\alpha_c$  при данной концентрации электролита:

$$\frac{\alpha_c}{\alpha_\infty} = \frac{\lambda_c}{\lambda_\infty}, \quad \text{при } \alpha_\infty = 1 \rightarrow \alpha_c = \frac{\lambda_c}{\lambda_\infty} \quad (6)$$

$$\text{Затем рассчитывают } K_d \text{ по формуле } K_d = \frac{C \cdot \lambda^2}{\lambda_\infty (\lambda_\infty - \lambda)} \quad (7)$$

подставив  $\alpha_c = \frac{\lambda_c}{\lambda_\infty}$  в выражение закона разбавления Оствальда (1).

#### 7.4. Программа работы

7.4.1. Приготовить 100 мл раствора слабого электролита с концентрацией 0,1н. Затем, отбирая пипеткой по 50 мл раствора, приготовить методом последовательного разбавления в мерных колбах на 100 мл несколько растворов с разными концентрациями (минимальная концентрация  $\sim 10^{-5}$  моль/л).

7.4.2. В стакан для определения электропроводности налить 50 мл раствора с максимальной концентрацией и, опустив в него кондуктометр, измерить электропроводность. Измерения повторить для всех растворов в порядке уменьшения концентрации. Опытные и расчетные данные записать в таблицу.

Таблица 7.1

## Расчетно-экспериментальные данные

№ измерения	Концентрация раствора, моль/л	$\chi$ , см <sup>3</sup> ·м <sup>-1</sup>	$\lambda$ , см <sup>2</sup> ·м <sup>2</sup> /моль	$\alpha_c$	$K_d$

Привести подробно все расчеты. Сделать вывод.

\*)Примечание:  $\nu_{H^+} = 315$ ;  $\nu_{HCOO^-} = 54,6$ ;  $\nu_{CH_3COO^-} = 35$

Таблица 7.2

Константы диссоциации кислот (25<sup>0</sup>С)

Кислота	Формула	$K_a$	pK <sub>a</sub>
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	$5,1 \cdot 10^{-4}$	3,40
Борная	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$	12,74
		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	13,80
Бромноватистая	HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$	8,70
Иодноватистая	HIО	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Кремниевая	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
		$K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Мышьяковая (орто)	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	$K_1 = 5,98 \cdot 10^{-3}$	2,22
		$K_2 = 1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
		$K_3 = 3,89 \cdot 10^{-12}$	11,41
Селенистая	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	$K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$	2,46
		$K_2 = 5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Селеновая	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-2}$	1,89
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$	1,80
		$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$	7,20
		$K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$	14,00
Тиосерная	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	$K_1 = 2,5 \cdot 10^{-1}$	0,60
		$K_2 = 1,9 \cdot 10^{-2}$	1,72
Угльная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
		$K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$	10,33

Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,7 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфорноватистая	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$8,0 \cdot 10^{-2}$	1,10
Фосфорная (орто)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1 = 7,6 \cdot 10^{-2}$	1,12
		$K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
		$K_3 = 4,2 \cdot 10^{-13}$	12,38
Фосфорная (мета)	$\text{HPO}_3$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Фтористоводородная	$\text{HF}$	$6,8 \cdot 10^{-4}$	3,17
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Цианистоводородная	$\text{HCN}$	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,20
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
		$K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27

Таблица 7.3

### Константы диссоциации оснований ( $25^\circ\text{C}$ )

Основание	Формула	$K_b$	$\text{p}K_b$
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH}$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бериллия гидроксид	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5,00 \cdot 10^{-11}$	10,30
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$K_2 = 2,30 \cdot 10^{-7}$	6,64
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_3 = 2,00 \cdot 10^{-12}$	11,70
Кадмия гидроксид	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5,00 \cdot 10^{-3}$	2,30
Кобальта (II) гидроксид	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$K_2 = 4,00 \cdot 10^{-5}$	4,40
Кобальта (III) гидроксид	$\text{Co}(\text{OH})_3$	$K_3 = 7,00 \cdot 10^{-13}$	12,15
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$K_2 = 2,50 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганца (II) гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5,00 \cdot 10^{-4}$	3,30
Меди (II) гидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2 = 3,40 \cdot 10^{-7}$	6,47
Никеля гидроксид	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$K_2 = 8,71 \cdot 10^{-6}$	5,06
Свинца гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$K_1 = 9,60 \cdot 10^{-4}$	3,02
		$K_2 = 3,00 \cdot 10^{-8}$	7,52
Серебра гидроксид	$\text{AgOH}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	2,30
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,59 \cdot 10^{-8}$	7,80
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_1 = 4,40 \cdot 10^{-5}$	4,35
		$K_2 = 2,00 \cdot 10^{-9}$	8,70

## Лабораторная работа № 8. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ d-ЭЛЕМЕНТОВ

### 8.1. Цель и задачи работы

Изучение свойств d-элементов на примере соединений элементов подгрупп хрома, марганца, железа. Определение термодинамической возможности протекания процессов с использованием окислительно-восстановительных потенциалов.

### 8.2. Объекты средства исследования

0,1М растворы  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KI}$ ; 0,5М растворы  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{CuSO}_4$ , 1,0 н раствор  $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ ; раствор глюкозы; концентрированная соляная кислота; 0,1М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 2М и 4М растворы щелочи ( $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$ ); 3% раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; бромная вода; кристаллические вещества:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Zn}$  гранулированный.

### 8.3. Подготовка к работе

Перед выполнением работы необходимо тщательно вымыть пробирки и проверить наличие необходимых реактивов в штативе и в вытяжном шкафу.

### 8.4. Программа работы

#### Свойства соединений хрома

##### 8.4.1. Взаимные переходы хроматов и дихроматов

Налейте в одну пробирку 2-3 капли раствора хромата калия, а в другую - 2-3 капли раствора дихромата калия. Заметьте окраску растворов в обеих пробирках. В первую пробирку прилейте 2-3 капли серной кислоты, а во вторую - столько же раствора щелочи. Как изменилась окраска растворов?

Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Будут ли эти реакции окислительно-восстановительными? Сделайте вывод об устойчивости соединений хрома (VI) в той или иной среде.

##### 8.4.2. Соединения трехвалентного хрома и их восстановительные свойства

К 2-3 каплям раствора соли хрома (III) прибавьте по каплям раствор гидроксида натрия до растворения первоначально образующегося осадка. Заметьте цвет полученного раствора хромита. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

К полученному раствору хромита прибавьте 4-5 капель пероксида водорода или бромной воды. Нагрейте пробирку и наблюдайте переход зеленой окраски хромита в желтый цвет хромата. Составьте уравнение реакции окисления-восстановления, используя электронно-ионный метод. Окислительно-восстановительные потенциалы возьмите из таблиц.

#### 8.4.3. Соединения шестивалентного хрома и их окислительные свойства

Налейте в четыре пробирки по 3-4 капли раствора дихромата калия, подкислите таким же объемом 2,0н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В одну из пробирок добавьте 3-4 капли раствора хлорида олова (II), в другую - несколько кристалликов соли железа (II), в третью - несколько кристалликов  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , в четвертую - кристаллики  $\text{NaNO}_2$  или  $\text{KNO}_2$ .

Наблюдайте изменение окраски растворов во всех пробирках. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, имея в виду, что восстановителями являются ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ , причем ионы  $\text{Fe}^{2+}$  превращаются в ионы  $\text{Fe}^{3+}$ , ионы  $\text{Sn}^{2+}$  - в ионы  $\text{Sn}^{4+}$ , сульфит-ионы  $\text{SO}_3^{2-}$  - в сульфат-ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ , а нитрит-ионы  $\text{NO}_2^-$  - в нитрат-ионы  $\text{NO}_3^-$ .

### Свойства соединений марганца

#### 8.4.4. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата марганца (II) и прибавьте такой же объем 2М раствора  $\text{NaOH}$ . Отметьте цвет образовавшегося осадка. Пробирку с осадком оставьте стоять на воздухе, периодически взбалтывая. Наблюдайте постепенное побурение осадка, происходящее вследствие окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха. Запишите процесс окисления  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  с помощью электронно-ионных уравнений.

#### 8.4.5. Окислительные свойства соединений марганца (VII)

8.4.5.а. В три пробирки налейте по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну из них добавьте 2-4 капли серной кислоты, в другую столько же воды и в третью - столько же раствора щелочи. Во все три пробирки добавьте по несколько кристалликов сульфита натрия или нитрита калия. Наблюдайте изменение окраски раствора в каждой пробирке. Как изменилась степень окисления марганца в каждом случае? Напишите уравнения реакций.

8.4.5.б. В трех пробирках приготовьте растворы перманганата калия: в одной - подкисленный серной кислотой, в другой - нейтральный, в третьей - щелочной.

В каждую пробирку добавьте по 2-5 капель 0,1н раствора иодида калия. Во второй пробирке раствор слегка подогрейте. Наблюдайте изменения, происходящие в каждой пробирке. Какое вещество окрашивает раствор в желто-бурый цвет в первой пробирке? Какое вещество выпало в осадок во второй пробирке? Какое вещество окрасило раствор в зеленый цвет в третьей пробирке?

Напишите уравнения реакций для каждого случая, учитывая что в щелочной среде иодид калия переходит в иодат  $\text{KIO}_3$ .

Сделайте вывод о влиянии **pH** среды на восстановление перманганата калия.

8.4.5.в. Налейте в пробирку 3-5 капель раствора перманганата калия и добавьте столько же раствора соли марганца (II).

Отметьте обесцвечивание раствора и образование бурого осадка. Напишите уравнение реакции, учитывая, что в реакции участвует вода, а в результате реакции среда раствора становится кислой. Укажите окислитель и восстановитель.

### Свойства соединений железа

#### 8.4.6. Характерные реакции на ионы $\text{Fe}^{2+}$ и $\text{Fe}^{3+}$

8.4.6.а. Несколько кристаллов  $\text{FeSO}_4$  растворите в 1-2 мл дистиллированной воды. К 5-6 каплям приготовленного раствора сульфата железа (II) прилейте 2-3 капли раствора красной кровяной соли (гексацианоферрата(III) калия). Отметьте цвет образовавшегося осадка турнбулевой сини. Напишите уравнение реакции в молекулярно-ионной форме.

8.4.6.б. Налейте в две пробирки по 5-6 капель раствора хлорида железа (III). В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата(II) калия (желтой кровяной соли)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , а во вторую, одну каплю роданида аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Наблюдайте появление осадка берлинской лазури в первой пробирке. Какой цвет этого осадка? Укажите цвет раствора во второй пробирке.

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, имея в виду, что роданид железа (III)  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  является малодиссоциирующим соединением.

#### 8.4.7. Восстановительные свойства соединений железа (II) в кислой среде

В две пробирки налейте по 5-6 капель растворов перманганата калия и дихромата калия. В каждую пробирку добавьте по 10 капель 1М раствора серной кислоты, а также по несколько кристаллов сульфата железа (II). Как изменяются цвета растворов в пробирках?

Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделайте вывод о восстановительных свойствах соединений железа (II).

#### 8.4.8. Окислительные свойства соединений железа (III)

8.4.8.а. К 5-6 каплям раствора хлорида железа (III) прилейте столько же капель раствора иодида калия. Обратите внимание на приобретение раствором красно-бурой окраски вследствие образования свободного иода  $\text{I}_2$ .

Напишите уравнение реакции восстановления хлорида железа (III) до хлорида железа (II).

8.4.8.б. К 5-6 каплям раствора хлорида железа (III) добавьте 10 капель 1М раствора серной кислоты и несколько кристаллов  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Содержимое пробирки немного подогрейте. Докажите с помощью характерной реакции, что произошло восстановление железа (III) до железа (II). Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод об окислительной способности соединений железа (III).

### Свойства соединений титана

#### 8.4.9. Окислительные свойства соединений титана (IV)

Налейте в пробирку 5-6 мл раствора сульфата титана (IV), подкислите его 2-3 каплями концентрированной соляной кислоты и опустите кусочек цинка. Наблюдайте изменение окраски. Фиолетовый цвет раствора обусловлен образованием иона  $Ti^{3+}$ . Составьте уравнение реакции. Содержимое пробирки сохраните до следующего опыта.

#### 8.4.10. Восстановительные свойства соединений титана (III)

В пробирку налейте 2-3 мл раствора, полученного в предыдущем опыте, и оставьте стоять на воздухе, взбалтывая или перемешивая. Отметьте наблюдаемые изменения.

В другую пробирку налейте 2 мл этого же раствора и добавьте по каплям 0,5н раствор  $KMnO_4$ . Почему происходит обесцвечивание раствора?

### Свойства соединений меди

#### 8.4.11. Окислительные свойства соединений меди (II)

8.4.11.а. К 3 каплям раствора сульфата меди прилейте 3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте выпадение осадка  $Cu_2I_2$  и появление желтой окраски раствора, обусловленной образованием свободного иода. Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди(I) добавьте в пробирку несколько кристаллов сульфита натрия до исчезновения желтой окраски иода.

8.4.11.б. К 5-10 каплям раствора сульфата меди добавьте избыток раствора гидроксида натрия и такой же объем раствора глюкозы и слегка подогрейте. Наблюдайте образование желто-оранжевого осадка гидроксида меди (I), переходящей при более сильном нагревании в оксид меди (I) красного цвета. Реакция протекает по уравнению:



#### 8.5. Контрольные вопросы.

Для данной системы электронно-ионным методом записать уравнение реакции. Используя стандартные восстановительные потенциалы, указать в каком направлении может протекать процесс.

1.  $NaCrO_2 + Cl_2 + NaOH = NaCl + \dots$
2.  $KMnO_4 + KBr + H_2O = Br_2 + \dots$
3.  $K_2Cr_2O_7 + K_2S + H_2SO_4 = S + \dots$
4.  $KMnO_4 + Na_2SnO_2 + NaOH = Na_2SnO_3 + \dots$
5.  $CrCl_3 + KMnO_4 + KOH = \dots$
6.  $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl = SnCl_4 + \dots$

7.  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \dots$
8.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{SO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
9.  $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{KCl} + \dots$
10.  $\text{MnO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
11.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \dots$
12.  $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
13.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{HCl} = \text{KNO}_3 + \dots$
14.  $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
15.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Sn} + \text{KOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
16.  $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$
17.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \dots$
18.  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \dots$
19.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{KOH} = \text{KCl} + \dots$
20.  $\text{MnO}_2 + \text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
21.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \dots$
22.  $\text{NaCrO}_2 + \text{NaMnO}_4 + \text{NaOH} = \dots$
23.  $\text{KMnO}_4 + \text{Sn} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
24.  $\text{MnCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \dots$
25.  $\text{MnO}_2 + \text{Cu} + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \dots$
26.  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \dots$
27.  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \dots$
28.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} + \text{PbO}_2 = \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \dots$
29.  $\text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeCl}_2 + \dots$
30.  $\text{MnO}_2 + \text{NaClO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \dots$
31.  $\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
32.  $\text{CrSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \dots$
33.  $\text{MnO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cl}_2 + \dots$
34.  $\text{NaMnO}_4 + \text{Fe} + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \dots$
35.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{KClO}_3 = \text{KCl} + \dots$
36.  $\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \dots$
37.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{KOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
38.  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \dots$
39.  $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \dots$
40.  $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cd} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{CdS} + \dots$
41.  $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \dots$
42.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Mn} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \dots$
43.  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{Hg} = \text{HgCl}_2 + \dots$
44.  $\text{KMnO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
45.  $\text{Zn} + \text{NaMnO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \dots$
46.  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
47.  $\text{TiCl}_3 + \text{HCl} + \text{KMnO}_4 = \text{TiCl}_4 + \dots$
48.  $\text{HBr} + \text{MnO}_2 = \text{Br}_2 + \dots$

49.  $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
50.  $\text{NaMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
51.  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
52.  $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_2 + \dots$
53.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Br}_2 + \dots$
54.  $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \dots$
55.  $\text{KBr} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{Br}_2 + \dots$
56.  $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{SnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \dots$
57.  $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \dots$
58.  $\text{CuCl}_2 + \text{NaI} = \text{I}_2 + \text{CuCl} + \dots$
59.  $\text{KMnO}_4 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
60.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \dots$
61.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} = \text{SnCl}_4 + \dots$
62.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
63.  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
64.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \dots$
65.  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} + \text{KClO} = \text{KCl} + \dots$
66.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}(\text{SO}_4)_3 + \dots$
67.  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \dots$
68.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
69.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} (\text{конц}) = \text{Cl}_2 + \dots$
70.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
71.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \dots$
72.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{TiCl}_3 + \text{HCl} = \text{TiCl}_4 + \text{CrCl}_3 + \dots$
73.  $\text{SnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
74.  $\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaI} + \dots$
75.  $\text{FeCl}_2 + \text{MnO}_2 + \text{HCl} = \dots$
76.  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \dots$
77.  $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \dots$
78.  $\text{SnCl}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
79.  $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \dots$
80.  $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl} = \text{VCl}_4 + \dots$
81.  $\text{KMnO}_4 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
82.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
83.  $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \dots$
84.  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \dots$
85.  $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \dots$
86.  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HI} = \text{FeI}_2 + \dots$
87.  $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$
88.  $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \dots$
89.  $\text{KNO}_3 + \text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 + \dots$
90.  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \dots$

91.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
92.  $\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{MnO}_2 + \dots$
93.  $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
94.  $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
95.  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{KCl} + \dots$
96.  $\text{PbO}_2 + \text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
97.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{Cr}(\text{OH})_3 + \dots$
98.  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} + \text{KClO} = \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
99.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
100.  $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 = \text{NO}_2 + \dots$

## **Лабораторная работа № 9. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИОНОВ МЕДИ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ДИФФЕРЕНЦИАЛЬНЫМ МЕТОДОМ**

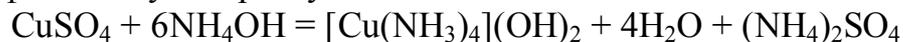
### **9.1. Цель и задачи работы**

Освоить колориметрический метод определения содержания ионов металлов в водных растворах.

### **9.2. Объекты и средства исследования**

1. Фотоэлектрокалориметр КФК-2;
2. Рабочий раствор соли меди,  $T(\text{Cu}^{2+}) = 1$  мг/мл (навеску 3,931 г х.ч.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  растворяют в 25 мл раствора серной кислоты,  $C_m = 1\text{M}$ ; доводят объем раствора до 1 л дистиллированной водой);
3. Аммиак, водный раствор,  $\omega(\text{NH}_3) = 5\%$  масс.
4. Мерные колбы вместимостью 50 мл, 7 шт.;
5. Градуированные пипетки 10 мл, 2 шт.

Метод основан на образовании аммиачного комплекса меди (II), имеющего сине-фиолетовую окраску:



### **9.3. Программа работы**

#### **9.3.1. Приготовление стандартных растворов**

Готовят шесть стандартных растворов, содержащих 2,5; 5,0; 7,5; 10; 12,5 и 15 мг меди в 50 мл раствора. Для этого в мерные колбы вместимостью 50 мл вносят рабочий раствор, содержащий соответствующее количество меди, добавляют в каждую колбу 10 мл раствора аммиака и доводят объемы колб до метки дистиллированной водой. К измерениям приступают через 10 минут.

#### **9.3.2. Построение градуировочного графика**

9.3.2.1. Поочередно фотометрируют стандартные растворы относительно раствора сравнения, содержащего 5 мг меди в 50 мл раствора при длине волны 540 нм.

9.3.2.2. Если содержание меди в фотометрируемом растворе меньше, чем в растворе сравнения, применяют обратный порядок измерений: фотометрируемый раствор принимают за «нулевой» раствор сравнения, т.е. устанавливают по нему оптический нуль прибора, а найденное значение оптической плотности берут со знаком «минус».

9.3.2.3. Результаты измерений вносят в таблицу и строят градуировочный график в координатах  $A=f(C)$

Таблица.

Данные для построения градуировочного графика

№ стандартного раствора	Концентрация, мг/мл	Оптическая плотность, А
1	0,05	
2	0,1	
3	0,15	
4	0,2	
5	0,25	
6	0,3	
Контрольный раствор		

9.3.3. *Контрольная задача. Определение содержания меди (II) в анализируемом растворе.*

9.3.3.1. К анализируемому раствору, содержащему соль меди (II) приливают 10 мл раствора аммиака и доводят объем до 50 мл дистиллированной водой.

9.3.3.2. Подготовленную пробу фотометрируют относительно раствора сравнения, содержащего 5 мг меди, применяя при необходимости обратный порядок измерений.

9.3.3.3. Измерения повторяют 3 раза. Результаты заносят в таблицу.

9.3.3.4. Пользуясь градуировочным графиком, находят содержание меди в анализируемом растворе.

Результат подписывают у преподавателя.

## **Лабораторная работа № 10. УСТОЙЧИВОСТЬ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И КОАГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ**

### **10.1. Цель и задачи работы**

Изучить влияние различных факторов на коагуляцию коллоидных растворов. Ознакомиться с механизмами медленной и быстрой коагуляции.

### **10.2. Теоретические сведения**

Устойчивость коллоидных систем - это постоянство их свойств во времени. Существует два вида устойчивости:

- устойчивость к осаждению частиц дисперсной фазы.
- устойчивость к агрегации частиц дисперсной фазы.

Первый вид устойчивости характеризует способность дисперсной системы сохранять равномерное распределение частиц дисперсной фазы по объему дисперсионной среды (седиментационная устойчивость).

Второй тип устойчивости - агрегативная устойчивость, то есть устойчивость системы к укрупнению частиц и снижению поверхностной энергии.

Все дисперсные системы можно условно разделить на лиофильные, которые получают при самопроизвольном диспергировании одной из фаз, и лиофобные, которые получают в результате диспергирования или конденсации.

Леофобные системы обладают избытком поверхностной энергии, если она не скомпенсирована введением стабилизаторов. Поэтому в них самопроизвольно идут процессы укрупнения частиц. Такие системы называют агрегативно неустойчивыми.

Различают два механизма укрупнения частиц. По первому механизму укрупнение частиц происходит за счет переноса вещества от мелких частиц к крупным частицам. Такой перенос вещества называется изотермической перегонкой.

По второму механизму укрупнение частиц происходит за счет слипания частиц - коагуляции. Коагуляция в разбавленных системах приводит к потере седиментационной устойчивости и к расслоению фаз. В концентрированных системах коагуляция может проявляться в образовании объемной структуры.

Агрегативная устойчивость нестабилизированных лиофобных систем носит кинетический характер, и судить о ней можно по скорости процессов, вызываемых избытком поверхностной энергии.

Агрегативная устойчивость может носить и термодинамический характер. Различают термодинамически агрегативно устойчивые системы и системы, термодинамически устойчивые к коагуляции. Леофильные системы термодинамически агрегативно устойчивы, для них процесс коагуляции не характерен. Леофобные стабилизированные системы термодинамически устойчивы к коагуляции, но они могут быть выведены из такого состояния с помощью воздействий, приводящих к избытку поверхностной энергии.

*Факторы устойчивости дисперсных систем.*

1. Электростатический фактор: уменьшение поверхностного натяжения происходит вследствие возникновения на поверхности частиц дисперсной фазы двойного электрического слоя.

2. Адсорбционно-сольватный: уменьшение поверхностного натяжения происходит вследствие взаимодействия частиц дисперсной фазы со средой.

3. Энтропийный фактор: проявляется в системах, частицы которых принимают участие в броуновском движении, выражается в стремлении дисперсной фазы к равномерному распределению по объему.

4. Структурно-механический: на поверхности частиц имеются пленки, разрушение которых требует затраты энергии и времени.

5. Гидродинамический: проявляется в снижении скорости коагуляции, благодаря изменению вязкости среды.

6. Смешанные факторы.

Скорость коагуляции может быть различна: от нескольких секунд до нескольких суток, месяцев, лет.

Коагуляция коллоидных систем может быть вызвана разными причинами: изменением температуры, механическим воздействием, влиянием света, ультразвука. Одним из способов изменения агрегативной устойчивости дисперсных систем, особенно зольей, является введение электролитов. Электролиты в состоянии изменить структуру двойного электрического слоя и его диффузный слой.

Коагуляция зависит от природы и концентрации электролитов. Минимальная концентрация электролита, вызывающая коагуляцию дисперсных систем, называется порогом коагуляции.

На основании многочисленного опытного материала можно сформулировать основные правила коагуляции зольей электролитами:

1) Коагуляцию вызывает ион, заряженный противоположно ядру мицеллы.

2) Чем больше валентность иона, тем меньше порог коагуляции - первое правило Шульце-Гарди.

3) Для ионов одной валентности - чем больше масса иона, тем меньше порог коагуляции - второе правило Шульце-Гарди.

Защитить золь от коагуляции электролитами можно, вводя в него вещества, создающие на поверхности ядра защитную пленку.

Хорошее защитное действие оказывают растворы высокомолекулярных соединений, например, желатин.

Количество мг стабилизатора, необходимое для предотвращения коагуляции 10 мл золя, называется защитным числом  $S$ :

$$S = \frac{100 \cdot c \cdot V}{w} \quad (10.1),$$

где  $C$  - молярная концентрация электролита, вызывающего коагуляцию, моль/л,  $V$  - объем желатина, который требуется для защиты, мл,  $w$  - объем защищаемого золя, мл.

10.3. **Объекты и средства исследования:** штативы с пробирками на 20 мл, электрическая плитка, 2% водный раствор хлорида железа (III), 0,1н растворы хлорида натрия, сульфата натрия, гексацианоферрата (III) натрия, желатин, стакан на 250 мл, коническая плоскодонная колба на 250 мл, пипетки на 10 мл и на 1-2 мл, градуированные бюретки.

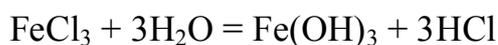
#### 10.4. **Программа работы**

##### 10.4.1. *Подготовка к работе*

10.4.1.1. В стакан емкостью 250 мл налить 100 мл дистиллированной воды. Нагреть до кипения.

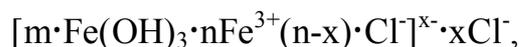
10.4.1.2. В воду при помешивании ввести по каплям 15-20 мл раствора хлорида железа (III).

10.4.1.3. Полученный раствор кипятить 2 минуты для завершения гидролиза соли.



При этом раствор приобретает цвет крепко заваренного чая. Однако выпадения гидроксида железа не происходит, так как образуется коллоидный раствор.

Строение мицеллы гидроксида железа (III):



где ионы железа являются потенциалопределяющими.

10.4.1.4. Заполнить бюретки растворами электролитов: NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]

##### 10.4.2. *Коагуляция электролитами.*

Налить в 3 пробирки по 5 мл гидрозоля хлорида железа (III). По каплям прибавить из бюреток растворы электролитов. Заполнить таблицу:

Таблица 1. Определение коагулирующей способности электролитов.

Реактив, V, мл	Объем электролита до помутнения, V, мл		
гидрозоль железа (III)	0,1н хлорид натрия	0,1н сульфат натрия	0,1н гексацианоферрат(III) калия
5 мл			

Сделать вывод, какой электролит обладает лучшим коагулирующим действием в соответствии с правилом Шульца-Гарди.

### 10.4.3. Нахождение защитного числа желатина.

Установить исходную концентрацию защитного вещества, для чего приготовить раствор 50 мг желатина в 100 мл воды и провести предварительные испытания пригодности этой концентрации.

Две пробирки заполнить 5 мл золя, в первую добавить 4,5 мл воды и 0,5 мл раствора желатина, а во вторую - 5 мл раствора желатина. Затем в пробирки ввести 0,1н раствор сульфата натрия в таком объеме, который вызвал помутнение золя в п.10.4.2.

Если золь помутнел при этом в обеих пробирках, следовательно, концентрация исходного раствора желатина мала, нужно приготовить раствор стабилизатора большей концентрации.

Если золь не помутнел ни в одной пробирке, значит, желатин слишком концентрированный.

Если в первой пробирке золь помутнел, а во второй остался светлым, то исходный раствор желатина можно применять для определения защитного числа.

Таблица 2. Определение защитного числа желатина.

№ п/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Золь, мл	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5
Вода, мл	0,0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	5,0
Желатин, мл	5,0	4,5	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5
Электролит, мл										
Общий объём, мл										
Помутнение										

По формуле (10.1) определить защитное число желатина.

Сделать выводы по работе.

### 10.5. Контрольные вопросы

Согласно своему варианту (см. таблицу) :

10.5.1. Напишите уравнение реакции образования гидрозоля С из веществ А и В.

10.5.2. Напишите формулу мицеллы образовавшегося гидрозоля С при условии, что вещество А взято в избытке. Укажите знак заряда коллоидной частицы.

10.5.3. Укажите электролит-коагулятор, обладающий меньшим порогом коагуляции.

№	А (изб.)	В	С	Электролит-коагулятор
1	NaJ	AgNO <sub>3</sub>	AgJ	NaF, Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
2	MgCl <sub>2</sub>	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Zn, AlCl <sub>3</sub>
3	NH <sub>4</sub> CNS	AgNO <sub>3</sub>	AgCNS	KNO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
4	CaCl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	CaSO <sub>4</sub>	ZnCl <sub>2</sub> , AlCl <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
5	BaCl <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> Cl, AlCl <sub>3</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
6	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	AgNO <sub>3</sub>	Ag <sub>2</sub> S	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COOK, Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
7	AlCl <sub>3</sub>	NaOH	Al(OH) <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KNO <sub>3</sub> , CaCl <sub>2</sub>
8	CrCl <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> OH	Cr(OH) <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , BaCl <sub>2</sub>
9	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	HCl	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Zn, AlCl <sub>3</sub>
10	ZnCl <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	ZnS	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
11	MnCl <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	MnS	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , CaCl <sub>2</sub>
12	FeCl <sub>3</sub>	NaOH	Fe(OH) <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KNO <sub>3</sub> , BaCl <sub>2</sub>
13	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	BaSO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> Cl, AlCl <sub>3</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
14	CoCl <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	CoS	ZnCl <sub>2</sub> , AlCl <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
15	NiCl <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	NiS	KNO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
16	CdCl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S	CdS	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
17	AgNO <sub>3</sub>	KJ	AgJ	NaF, Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
18	FeCl <sub>3</sub>	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COONa, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
19	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	NaOH	Zn(OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KCl, BaCl <sub>2</sub>
20	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> Cl, AlCl <sub>3</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
21	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	KJ	PbJ <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , CaCl <sub>2</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
22	Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	NaOH	Cd(OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KCl, BaCl <sub>2</sub>
23	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Zn <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COONa, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , BaCl <sub>2</sub>
24	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	FeCl <sub>3</sub>	Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>3</sub>	ZnCl <sub>2</sub> , AlCl <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
25	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	PbS	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Zn, AlCl <sub>3</sub>
26	AgNO <sub>3</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COONa, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
27	Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S	HgS	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KNO <sub>3</sub> , BaCl <sub>2</sub>
28	FeSO <sub>4</sub>	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Fe <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , CaCl <sub>2</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
29	Na <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>	Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> Cl, AlCl <sub>3</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
30	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	CuSO <sub>4</sub>	CuS	NaF, Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

**Библиографический список**

1. Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова; А. В. Бабкова .— 17-е изд., перераб. и доп. — М. : Юрайт, 2010.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной .— Изд.стер. — М. : Интеграл-Пресс, 2007.
3. Сборник задач по неорганической химии : учеб. пособие для студ. Высш.учеб. заведений / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова. — М.: Издательский центр «Академия», 2008.
4. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н. В. Коровин .— 10-е изд., доп. — М.: Высш. шк., 2008 .
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2001.-743 с.
6. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд С.А. и др.Общая химия. Биологическая химия. Химия биогенных элементов /Под ред. Ю.А. Ершова / Учеб. для мед.спец.вузов. – М.: Высш. шк. 2002. – 560 с.

Рассмотрено на заседании кафедры  
химии

Протокол № от \_\_\_ 2013 г.

Зав. кафедрой химии

\_\_\_\_\_ В.А. Алферов

\_\_\_ 2013 г.

Нормоконтролер,  
ответственный по стандартизации  
кафедры химии

\_\_\_\_\_ Л.Д. Асулян

\_\_\_ 2013 г.