

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования  
«Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»**

**Составитель  
А. В. Тихомирова**

## **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

### **Методические указания к лабораторным работам**

Рекомендовано цикловой методической комиссией специальности  
СПО 18.02.12 Технология аналитического контроля химических  
соединений в качестве электронного издания  
для использования в образовательном процессе

Кемерово 2018

Рецензент

Черкасова Е. В. – председатель цикловой методической комиссии специальности СПО 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений.

**Тихомирова Анастасия Владимировна**

**Общая и неорганическая химия:** методические указания к лабораторным работам [Электронный ресурс] для студентов специальности СПО 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений очной формы обучения / сост. А. В. Тихомирова; КузГТУ. – Электрон. издан. – Кемерово, 2018.

Приведено содержание лабораторных работ, материал, необходимый для успешного изучения дисциплины.

Назначение издания – помощь обучающимся в получении знаний по дисциплине «Общая и неорганическая химия» и организация лабораторных работ.

© КузГТУ, 2018

© Тихомирова А. В.,  
составление, 2018

## СОДЕРЖАНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	4
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1	6
Тема: Окислительно-восстановительные процессы.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2	9
Тема: Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3	12
Тема: Измерение термодинамических характеристик химических процессов	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4	16
Тема: Гомогенные равновесия в растворах электролитов.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5	18
Тема: Гидролиз солей.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6	20
Тема: Химические свойства соединений элементов VIIA группы.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7	22
Тема: Химические свойства соединений элементов VIA группы.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8	25
Тема: Химические свойства соединений азота и фосфора.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9	28
Тема: Химические свойства соединений углерода и кремния.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10	31
Тема: Химические свойства соединений бора.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11	33
Тема: Коррозия металлов.	
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №12	35
Тема: Химические свойства металлов.	
КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЫ	40
СПИСОК ИСТОЧНИКОВ	41

## Пояснительная записка

Указания разработаны в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования и рабочей программы по дисциплине «Общая и неорганическая химия».

Методические указания разработаны для помощи при выполнении лабораторных работ, для студентов специальности 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений, института профессионального образования Кузбасского государственного технического университета имени Т. Ф. Горбачёва.

Занятие должно проводиться в специальных лабораториях. Продолжительность занятия – 90 минут. Необходимыми структурными элементами лабораторного занятия, помимо самостоятельной деятельности студентов, являются инструктаж, проводимый преподавателем, а также анализ и оценка выполненных работ и степени овладения студентами запланированными умениями.

В процессе лабораторных занятий обобщаются, систематизируются, углубляются и конкретизируются теоретические знания, вырабатывается способность и готовность использовать теоретические знания при решении практических задач. Отчёт по лабораторной работе выполняется в отдельной тетради и должен содержать все результаты, оформленные в виде таблицы, в обязательном порядке указывается название работы, цели и выводы. Во время выполнения студенты должны соблюдать технику безопасности. Нахождение в лаборатории без халата запрещено.

Структура проведения лабораторного занятия:

Вводная часть.

- организационный момент;
- сообщение темы, постановка целей;
- повторение теоретических знаний, необходимых для работы с оборудованием и осуществления эксперимента;
- выдача задания;
- определение алгоритма проведения эксперимента;
- инструктаж по технике безопасности;
- ознакомление со способами фиксации полученных результатов;
- допуск к выполнению работы.

Самостоятельная работа обучающегося (студента):

- определение путей решения поставленной задачи;
- выработка последовательности выполнения необходимых действий;
- проведение эксперимента;
- составление отчета;
- обобщение и систематизация полученных результатов (таблицы, графики, схемы и т. п.).

Заключительная часть.

- подведение итогов занятия: анализ хода выполнения и результатов работы обучающихся (студентов).

Общий подход к оценке лабораторной работы: работа должна быть выполнена аккуратно, правильно, опыты должны быть оформлены согласно требованиям, описание наблюдений хода эксперимента должно быть развёрнутым. В уравнениях химических реакций все формулы должны быть написаны верно, обязательно – указывать условия протекания реакций. Названия должны соответствовать современной номенклатуре. Выводы из опытов делаются по требованию данных методических рекомендаций.

## Лабораторная работа № 1

### Тема: Окислительно-восстановительные процессы.

**Цель:** Усвоить сущность окислительно-восстановительных реакций, изучить влияние среды на характер окисления-восстановления, овладеть техникой составления уравнений этих реакций.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

пробирки, держатель для пробирок, штативы, спиртовка.

Растворы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

гранулы железа, меди и цинка, порошок  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , индикаторная бумага.

#### **Опыт 1. Реакции взаимодействия металлов.**

На внешнем электронном слое атомов металлов небольшое число электронов. Поэтому такие атомы легко окисляются (отдают электроны), благодаря низким значениям электродных потенциалов и потенциала ионизации, превращаясь в катионы.

##### 1.1. Взаимодействие металлов с солями.

В две пробирки внесите по 10–12 капель растворов: в первую – сульфата меди(II), во вторую – сульфата цинка. В обе пробирки опустите по железной полоске или по одному гвоздю, предварительно зачищенных наждачной бумагой. Через 2–3 минуты наблюдайте появление на поверхности железа красного налёта меди в первой пробирке.

Добавьте в эту пробирку 2–3 капли раствора гексацианоферрата(III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Интенсивное посинение раствора указывает на появление в растворе катионов  $\text{Fe}^{2+}$  ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – реактив на катион  $\text{Fe}^{2+}$ ). Добавьте  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  во вторую пробирку. Наблюдается ли появление синей окраски?

Окислителем или восстановителем является железо в реакции его взаимодействия с сульфатом меди (II)? Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций.

##### 1.2. Взаимодействие металлов с кислотами.

Возьмите две пробирки, в одну поместите кусочек цинка, в другую – кусочек меди. В пробирку с цинком налейте 5–10 капель

концентрированной серной кислоты (работайте в вытяжном шкафу) и нагрейте. К выделяющемуся газу над пробиркой поднесите предварительно смоченную солью свинца фильтровальную бумагу. Появление темного пятна на бумаге означает образование на ней соединения PbS. Какой газ способствовал образованию этого соединения?

В пробирку с медью также прилейте 5–10 капель концентрированной серной кислоты. Нагрейте пробирку и к выделяющемуся газу поднесите предварительно смоченную дистиллированной водой лакмусовую или универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдаете? По запаху подтвердите природу выделяющегося газа (соблюдайте осторожность!). Каким стал цвет бумажки и почему?

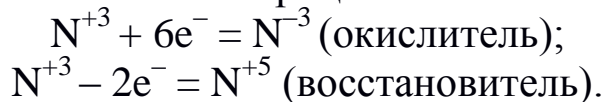
Запишите уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной серной кислотой. Составьте к ним электронно-ионные уравнения и расставьте коэффициенты в уравнениях.

## **Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность.**

Соединения, в состав которых входят атомы элементов, находящихся в промежуточной степени окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

Например, в состав азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$  и её солей (нитритов) входит атом азота, степень окисления которого равна +3. Минимальная степень окисления азота равна –3, а максимальная +5 (что соответствует положению этого элемента в таблице Д. И. Менделеева). Следовательно, +3 – это промежуточная степень окисления атома азота. Поэтому нитриты могут проявлять как свойства окислителей, так и свойства восстановителей в зависимости от партнера в реакции.

В электронных схемах эти процессы можно записать так:



### 2.1. Соединения серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях.

В одну пробирку внесите 10–12 капель раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в другую – такое же количество раствора сульфида натрия и отметьте окраску растворов. В обе пробирки добавьте по несколько капель 2н. серной кислоты и по 2–3 микрошпателя кристаллического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

Как изменилась окраска в первой пробирке, и почему помутнел раствор во второй пробирке?

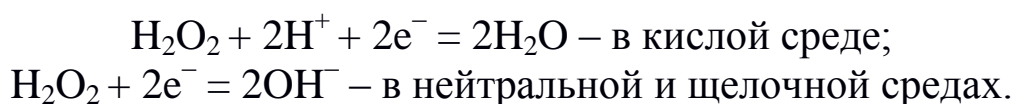
Какова степень окисления серы в сульфите? Окислительные или восстановительные свойства проявил сульфит в проделанных реакциях и почему? Запишите уравнения реакций.

## 2.2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

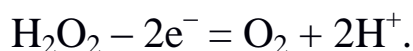
В одну пробирку внесите 10–12 капель йодида калия KI, в другую – такое же количество раствора перманганата калия KMnO<sub>4</sub>, в обе пробирки добавьте по 2–3 капли 2н. раствора серной кислоты. Отметьте окраску растворов.

В обе пробирки прибавьте по 5–6 капель 3%-го раствора пероксида водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Как изменилась окраска в обоих случаях? Какова степень окисления атома кислорода в H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>?

Напишите уравнения реакций, учитывая, что пероксид водорода восстанавливается в зависимости от среды по схеме:



При взаимодействии с сильными окислителями (KMnO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> и др.) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> окисляется:



Сделайте вывод о характере свойств пероксидов в проведенных реакциях.

## **Контрольные вопросы.**

Подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методами электронного или ионно-электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

1.  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O};$
2.  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$
3.  $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
4.  $\text{KMnO}_4 + \text{N}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
5.  $\text{P} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
6.  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$



## Лабораторная работа № 2

Тема: Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

**Цель:** Изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов, изучить равновесие обратимых реакций и его смещение.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Секундомер, пробирки, микрошпатель, фарфоровая ступка, кристаллический хлорид калия, дистиллированная вода, карбонат кальция (мел); растворы: тиосульфата натрия (1 н.), серной кислоты (2 н.), роданида натрия или роданида аммония (0,5 н., насыщенный), хлорида железа (III) (0,5 н., насыщенный), сульфата меди (1 н.), соляной кислоты (конц.).

**Опыт 1. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.**

*а) Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной реакции:*

Взаимодействие водного раствора тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Появление опалесценции в растворе от выделившийся свободной серы является признаком окончания реакции.

Приготовьте одинаковые объёмы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, для чего в три сухие пробирки внесите: в первую 5 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью – 15 капель раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (в моль) будет: в 1-й пробирке  $c$ , во второй пробирке –  $2c$ , в пробирке № 3 –  $3c$ .

В первую пробирку добавьте одну каплю 2 н. серной кислоты и включите секундомер, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Аналогично повторите опыт для пробирок № 2 и № 3.

Данные опыта занесите в таблицу. Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих

веществ. На оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость протекания реакции.

№ пробирки	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	Число капель раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$	Общее число капель	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции (число секунд)	Скорость реакции $1/\tau, \text{с}^{-1}$
1	5	10	1	16	с		
2	10	5	1	16	2с		
3	15	0	1	16	3с		

*б) Зависимость скорости химической реакции от температуры*

В одну пробирку внесите 20 капель раствора тиосульфата натрия, в другую – 10 капель 2 н. раствора серной кислоты. Нагрейте оба раствора на 10–20°C выше комнатной температуры. Затем, включив секундомер, слейте оба раствора в чистую пробирку. То же самое сделайте с этими растворами без нагревания.

Сравните время прохождения реакции. Где быстрее появилось помутнение? Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

**Опыт 2. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе:**

*Растворение карбоната кальция в хлороводородной кислоте*

Возьмите два небольших примерно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите в фарфоровой ступке в порошок. Полученный порошок поместите в коническую пробирку. Вторым куском мела целиком опустите в другую пробирку. В обе одновременно добавьте одинаковое количество капель (10–20) хлороводородной кислоты плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>. Отметьте время полного растворения мела в каждом случае.

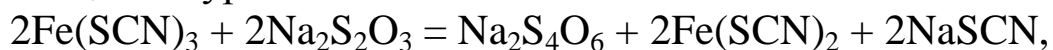
Напишите уравнение соответствующей реакции. Почему скорость растворения мела различна?

### Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции

#### *Каталитическое восстановление железа (III)*

В две пробирки внесите 10 капель 0,5 н. раствора роданида калия или аммония и по 1 капле 0,5 н. раствора хлорида железа (III). Что наблюдаете? В одну из пробирок добавьте 1 каплю 1 н. раствора сульфата меди. В обе пробирки внесите по 10 капель тиосульфата натрия. Наблюдайте различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

Отметьте все наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакции взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия, в результате которого образуется  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета. В реакции восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, протекающей по уравнению



отметьте какую окраску имеет  $\text{Fe}(\text{SCN})_2$ ? Что является катализатором в данном опыте?

### Опыт 4. Смещение химического равновесия обратимых реакций

#### *Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия*

В четыре пробирки внесите по 5–7 капель 0,0025 н. растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Растворы размешайте стеклянной палочкой. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта. В остальные добавьте следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью – несколько кристалликов хлорида калия. Сравните интенсивность полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Составьте уравнение соответствующей обратимой реакции и напишите выражение константы равновесия.

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?

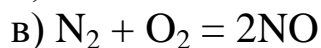
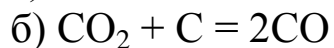
2. Какое вещество придаёт раствору красную окраску?

3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной системы при добавлении:  
а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия?

4. Как изменится при этом в каждом случае концентрация компонентов равновесной системы?

**Контрольные вопросы.**

1. Напишите выражение скорости реакций:



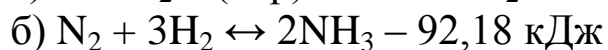
Как изменится скорость реакций а) и в) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 до 50°C скорость реакции увеличилась в 16 раз.

3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30°C?

4. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

5. В каком направлении сместиться равновесие следующих обратимых реакций:



при понижении температуры; при повышении давления?

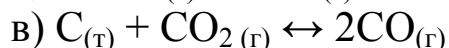
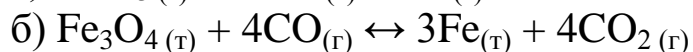
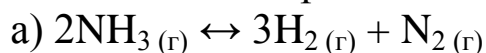
6. Определите константу равновесия реакции:



если при температуре порядка 500°C равновесная смесь содержит:

$CO_2 - 4 \%$ ;  $H_2 - 64 \%$ ;  $H_2O - 16 \%$ ;  $CO - 16 \%$ .

7. Напишите выражения констант равновесия для реакций:



Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?

### Лабораторная работа № 3

#### Тема: Измерение термодинамических характеристик химических процессов.

**Цель:** Ознакомиться с основными понятиями термодинамики, определить тепловой эффект реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и выполнить индивидуальное задание, выданное преподавателем.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:** Оборудование: калориметр, мерные цилиндры на 100 или 200 см<sup>3</sup>, термометр с ценой деления 0,1 или 0,2°С.

Растворы: серной или соляной кислоты (1 н.), гидроксида натрия или калия (1 н.).

#### **Определение энтальпии нейтрализации сильной кислоты сильным основанием**

Калориметр (рис. 1) состоит из двух стаканов. В большой (внешний) стакан вставляют стакан меньшего размера (реакционный). Они не должны соприкасаться между собой. Во избежание потерь тепла через стенки внутреннего калориметрического стакана между ним и внешним стаканом помещают изолирующую подставку. Внутренний стакан накрывают крышкой с тремя отверстиями, в которые вставлены термометр, мешалка и воронка для приливания растворов.

Запишите физические условия проведения опыта: атмосферное давление и температуру воздуха в лаборатории. Во внутренний стакан калориметра налейте отмеренные мерным цилиндром 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты. Измерьте температуру раствора с точностью до 0,1°С и запишите в лабораторный журнал ( $t_k$ ). Измерьте температуру раствора щёлочи с той же точностью ( $t_{щ}$ ).

При перемешивании прилейте через воронку раствор щёлочи к раствору кислоты. При этом за счёт тепла реакции нейтрализации температура раствора начнёт повышаться. Отметьте максимальную температуру раствора –  $t_{max}$ , которую показывает термометр после смешения растворов.

Расчёты проведите в следующем порядке.

Вычислите количество теплоты  $q$ , выделившееся в калориметрическом сосуде при нейтрализации кислоты раствором щёлочи, по формулам:

$$q = c \cdot m_p \cdot \Delta t;$$

$$m_p = V_{\text{к.}} \cdot \rho_{\text{к.}} + V_{\text{щ.}} \cdot \rho_{\text{щ.}};$$

$$\Delta t = t_{\text{max}} - t_{\text{нач.}}; \quad t_{\text{нач.}} = (t_{\text{к.}} + t_{\text{щ.}}) / 2,$$

где  $m_p$  – масса раствора в реакционном стакане, г;  $V_{\text{к.}}$  и  $V_{\text{щ.}}$  – объёмы растворов кислоты и щёлочи,  $\text{см}^3$ ;  $\rho_{\text{к.}}$  и  $\rho_{\text{щ.}}$  – плотность растворов кислоты и щёлочи (примите плотность растворов кислоты и щёлочи вследствие низкой концентрации растворённых веществ равной плотности воды ( $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/см}^3$ ));  $\Delta t$  – разность максимальной и начальной температуры раствора, град;  $c$  – удельная теплоёмкость раствора (примите равной теплоёмкости воды с  $\text{H}_2\text{O} = 4,18 \text{ Дж/(г} \cdot \text{град)}$ ).

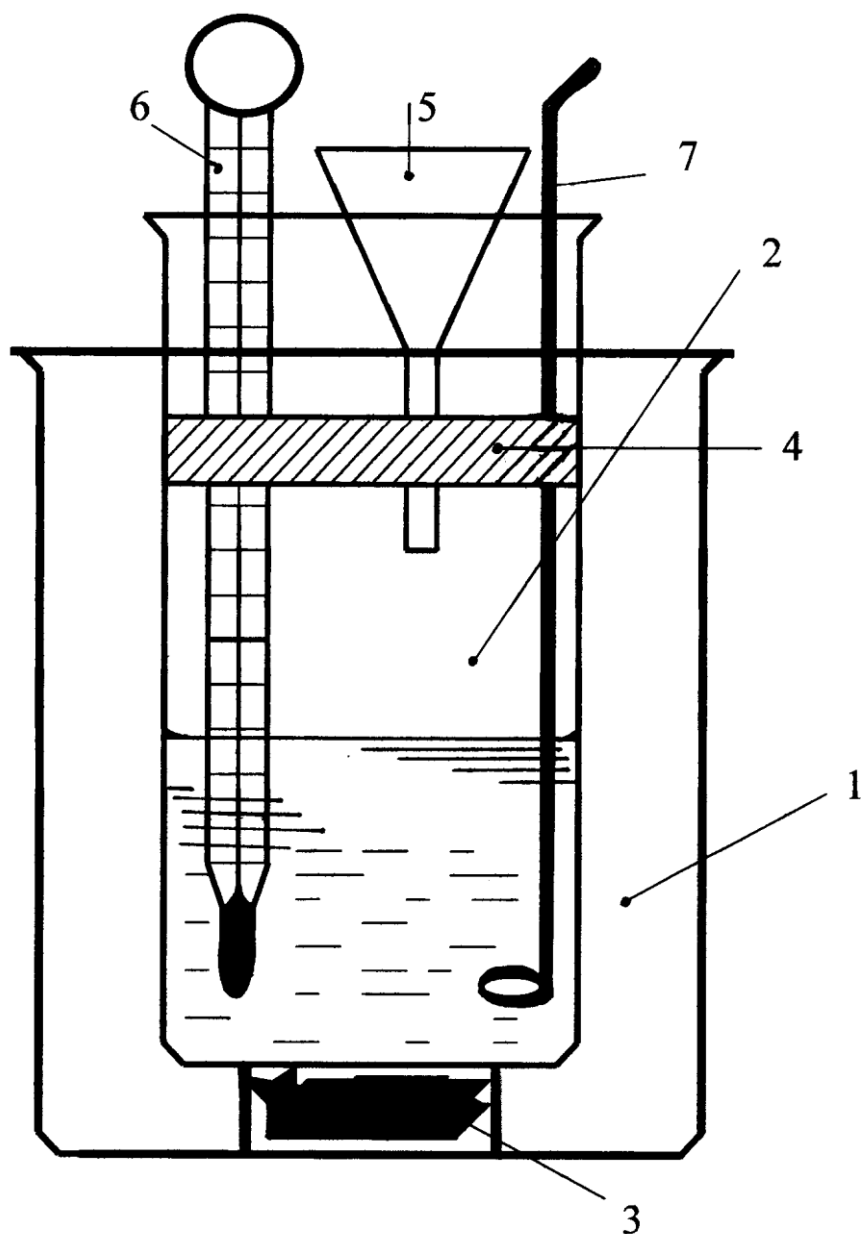


Рис. 1. Общий вид лабораторного калориметра:  
 1 – внешний стакан; 2 – внутренний стакан (реакционный);  
 3 – подставка; 4 – крышка; 5 – воронка; 6 – термометр;  
 7 – мешалка

Произведите пересчёт теплового эффекта на 1 моль кислоты по формуле

$$Q = \frac{q}{n \cdot 1000}, \text{ кДж/моль,}$$

где  $n$  – число моль кислоты, содержащейся в  $50 \text{ см}^3$  1 н. раствора.

Учитывая, что 1 моль эквивалентов соляной кислоты соответствует 1 моль кислоты, а 50 см<sup>3</sup> 1 н. раствора содержат 0,05 моль эквивалентов кислоты, вычислите Q:

$$Q = \frac{q}{0,05 \cdot 1000}, \text{ кДж/моль.}$$

Выразите тепловой эффект реакции нейтрализации через изменение энтальпии:

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = -Q.$$

Составьте ионно-молекулярное уравнение проведённой реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. Используя справочные данные из приложения, вычислите истинное (теоретическое) значение энтальпии реакции. Сравните полученные данные с истинным значением. Запишите термохимическое уравнение.

Определите абсолютную и относительную ошибку опыта. Объясните, почему в ходе эксперимента получаются, как правило, заниженные результаты по сравнению с теоретическим значением энтальпии нейтрализации. Сделайте вывод по работе.

### **Контрольные вопросы.**

1. Дайте определения понятиям: термодинамическая система, термодинамические параметры, термодинамический процесс, функция состояния системы.
2. Сформулируйте первый закон термодинамики, приведите его математическое выражение.
3. Как изменяется внутренняя энергия системы в процессе теплообмена с окружающей средой и совершения работы?
4. Что представляет собой тепловой эффект реакции, проведённой при постоянном объёме? При постоянном давлении?
5. Какие условия состояния системы называют стандартными?
6. Сформулируйте закон Гесса и следствие из него.
7. Как определяют тепловой эффект нейтрализации сильной (слабой) кислоты сильным (слабым) основанием?
8. В чём состоит смысл понятия «энтропия»? Как изменяется энтропия в изолированной системе при химических и фазовых превращениях?



9. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса? Какую тенденцию выражает энтальпийный фактор? Энтропийный фактор?

10. Назовите критерии термодинамической возможности самопроизвольного протекания процесса в изолированной и неизолированной системах.

11. Какое условие определяет состояние термодинамического равновесия системы? Как вычисляют равновесную температуру?

### **Лабораторная работа № 4**

#### **Тема: Гомогенные равновесия в растворах электролитов.**

**Цель:** Изучение свойств электролитов и ионных равновесий в водных растворах.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Оборудование: пробирки, штатив, микрошпатель, прибор для испытания электрической проводимости, универсальная индикаторная бумага.

Сухие вещества: хлорид аммония, сахар, хлорид натрия, мрамор.

Растворы: хлороводородной кислоты (0,1М и 2 н.); уксусной кислоты (0,1М и 2 н.); гидроксида аммония (0,1М); гидроксида натрия (0,1М); фенолфталеина.

#### **Опыт 1. Сравнение электрической проводимости раствора**

В прибор для испытания электрической проводимости растворов налейте дистиллированной воды, опустите предварительно промытые дистиллированной водой электроды, включите вилку прибора в электрическую сеть. Загорается ли лампа? Проводит ли вода электрический ток? Внесите в стакан с водой 4–5 микрошпателя измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? В сухой стакан насыпьте поваренную соль так, чтобы она покрывала дно стакана. Опустите в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилейте в стакан с солью дистиллированной воды и опустите электроды. Что наблюдается?

Исследуйте электрическую проводимость каждого из четырех 0,1М растворов:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ . После каждого испытания выключайте прибор из электрической сети

и промывайте электроды дистиллированной водой. Отметьте визуально степень накала лампы. По степени накала лампы сделайте вывод: сильным или слабым электролитом является растворенное в воде вещество.

Сделайте заключение о типах химической связи в исследуемых соединениях. Запишите уравнения диссоциации электролитов.

### **Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)**

В пробирку налейте разбавленный раствор аммиака и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин приобретает малиновую окраску? Раствор разделите на две части. Одну оставьте для сравнения, а в другую всыпьте немного твердого хлорида аммония и хорошо размешайте. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите схему равновесия в растворе аммиака. Объясните изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле-Шателье и константы диссоциации. Сделайте вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

### **Опыт 3. Сравнение химической активности сильных и слабых кислот**

В одну пробирку внесите 3–4 капли 2 н. раствора уксусной кислоты, в другую столько же 2 н. раствора хлороводородной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора бросьте по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет с большей скоростью? От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация водородных ионов больше? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной химической активности сильных и слабых кислот.

### **Контрольные вопросы.**

1. Проводят ли электрический ток следующие системы:  
а) сжиженный хлороводород; б) водопроводная вода; в) дождевая вода; г) расплавленный гидроксид натрия?

2. Увеличится или уменьшится концентрация ионов водорода в растворах кислот при введении в них одноименных анионов: а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{HCN}$ ; в)  $\text{HNO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

3. Могут ли концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в водных растворах электролитов и неэлектролитов равняться нулю?

4. Вычислите концентрацию  $\text{H}^+$  и pH среды, если концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов равна: 1)  $10^{-8}$  моль/л; 2)  $10^{-2}$  моль/л.

## **Лабораторная работа № 5**

### **Тема: Гидролиз солей.**

**Цель:** сформировать умение применять теоретический материал в решении практических задач.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Оборудование: пробирки, штатив, микрошпатель.

Сухие вещества: ацетат натрия, карбонат натрия, хлорид аммония, сульфат алюминия, хлорид калия, хлорид олова(II).

Растворы: сульфата алюминия (0,05 н.), сульфида натрия (0,05 н.), хлороводородной кислоты (2 н.).

### **Опыт 1. Реакция среды в растворах солей**

В пяти пробирках растворите в 8–10 каплях дистиллированной воды по 2–3 кристаллика следующих солей: ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и хлорида калия  $\text{KCl}$ . Определите pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Сделайте заключение о реакции среды в растворах взятых солей. Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение только для первой ступени. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах не гидролизующихся солей и солей, гидролиз которых протекает: а) по катиону; б) по аниону; в) одновременно по катиону и аниону.

## Опыт 2. Необратимый гидролиз

По таблице растворимости (табл. 3) определите соли, не существующие в растворе, т. е. подвергающиеся полному необратимому гидролизу. К 4–5 каплям раствора сульфата алюминия прибавьте такой же объем соли сульфида натрия. Отметьте выделение сероводорода (по запаху). Как доказать, что выпавший осадок является гидроксидом алюминия? Почему не получился сульфид алюминия? Напишите уравнение реакции с учетом полного гидролиза  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

## Опыт 3. Смещение гидролитического равновесия

Внесите в пробирку 8–10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова(II), перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль  $\text{SnOHCl}$ . В результате какого процесса получилась эта соль?

Напишите ионно-молекулярное уравнение гидролиза хлорида олова(II). Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавьте этих ионов. Растворился ли осадок?

## Контрольные вопросы.

1. Смешивают попарно растворы:

- 1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- 2)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;
- 3)  $\text{KNO}_3$  и  $\text{NaCl}$ ;
- 4)  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{KCl}$ ;
- 5)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$ ;
- 6)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HCl}$ ;
- 7)  $\text{HCOONa}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- 8)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{NaOH}$ .

В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HCOONH}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{KHS}$ . Какое значение pH ( $> 7$ ,  $< 7$ ) имеют растворы этих солей?

3. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CuCl}_2$ .

а) В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь?

б) Как влияет на степень гидролиза солей разбавление растворов?

### **Лабораторная работа № 6**

#### **Тема: Химические свойства соединений элементов VIIA группы**

**Цель:** Изучение химических свойств простых веществ и соединений элементов VII A группы Периодической системы.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Стеклянные палочки, пробирки, индикаторная бумага.

Кристаллические вещества: перманганат калия, бихромат калия, бромид калия или натрия, йодид калия или натрия. Диоксид марганца, соль Мора.

Растворы: хлорной, бромной, йодной и сероводородной воды, хлорида натрия (0,5 н.), бромида натрия (0,5 н.), йодида калия (0,1 н.), нитрата серебра (0,1 н.), хлорида железа(III) (0,5 н.), гидроксида натрия (2 н.), соляной кислоты (2 н.), серной кислоты (2 н.), азотной кислоты (2 н.), бихромата калия (0,5 н.), перманганата калия.

#### **Опыт 1. Растворимость брома и йода в органических растворителях**

В две пробирки отдельно внесите по 2–3 капли бромной и йодной воды. Добавьте в каждую пробирку по 5–6 капель какого-либо органического растворителя. Растворы перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте окраску отстоявшихся слоев в пробирках. Органический растворитель экстрагирует бром и йод из водного раствора. Какие галогены можно обнаружить этим опытом?

#### **Опыт 2. Окислительные свойства галогенов (окисление сульфата железа(II))**

В две пробирки отдельно внесите по 3–5 капель бромной и йодной воды. Добавьте в каждую пробирку по 1–2 кристаллика сульфата железа(II) (в виде соли Мора –  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \times \text{FeSO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$ ).

Что наблюдается? Напишите уравнение протекающей реакции. В каком случае реакция окисления иона  $\text{Fe}^{2+}$  не протекала?

Написав величины стандартных электродных потенциалов систем  $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$ ,  $\text{I}_2/2\text{I}^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ , укажите, в каком случае реакция окисления  $\text{FeSO}_4$  невозможна. Подтверждается ли это опытом? Будет ли хлорная вода окислять  $\text{FeSO}_4$ ?

### **Опыт 3. Восстановительные свойства галогенидов**

#### **3.1. Восстановление бихромата калия.**

В три пробирки внесите по 2–4 капли бихромата калия, подкисленного 2 н. серной кислотой (1–2 капли). Добавьте по 2–3 капли в первую пробирку раствора йодида калия, во вторую столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешайте чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление бихромата не произошло?

Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что бихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома(III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

#### **3.2. Восстановление хлорида железа(III).**

Прodelайте опыт, аналогичный предыдущему, заменив раствор бихромата калия раствором хлорида железа(III).

Что наблюдается? В каком случае произошло восстановление  $\text{FeCl}_3$  и, соответственно, окисление галогенид-ионов. Сogласуются ли результаты опытов с относительными величинами стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем? Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов? Расположите их в ряд по возрастающей восстановительной активности.

### **Опыт 6. Характерные реакции на ионы галогенов**

Образование осадков  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  и  $\text{AgI}$  является характерной реакцией на ионы галогенов. Получите указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы соответствующих солей берите в количестве 4–5 капель. К полученным осадкам добавьте по 2–3 капли 2 н. раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения протекающих реакций, отметьте цвета полученных осадков и результат действия на них азотной кислоты.



### **Контрольные вопросы.**

1. Напишите электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод могут проявлять степень окисления  $-1$ ,  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ , а фтор только  $-1$ ?
2. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии галогенов с водой.
3. Имеется смесь хлорида, бромида и йодида калия. Составьте план экспериментальной идентификации каждого из присутствующих в смеси галогенида. Получите все галогениды в виде индивидуальных веществ. Напишите уравнения всех протекающих реакций.
4. Установите массу (г) и количество вещества (моль) в 0,2 л жидкого брома.
5. В 100 мл воды растворено 36 л (н. у.) хлороводорода. Определите массовую долю вещества в приготовленном растворе.
6. Хлор объемом 6,72 л (н. у.) пропускают на холоду через 400 мл 2М раствора гидроксида натрия. Определите количество образовавшейся кислородсодержащей соли (моль).
7. Определите, какие массы щелочи и хлора затрачены на получение 168 г бертолетовой соли.
8. Какой объем хлора (н. у.) выделится при взаимодействии соляной кислоты с 1 кг  $\text{MnO}_2$  ?
10. В рамках метода молекулярных орбиталей охарактеризуйте образование связи в частицах  $\text{F}_2^+$ ,  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{F}_2^-$ . Как изменяются порядок, энергия, длина связи в этом ряду слева направо?
11. Какие галогены в свободном состоянии получают электролизом? Какой галоген нельзя получить химическим путем?

### **Лабораторная работа № 7**

#### **Тема: Химические свойства соединений элементов VIA группы**

**Цель:** Изучение химических свойств простых веществ и соединений элементов VI A группы Периодической системы.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Пробирки, пипетки, микрошпатели, штатив, пробки с газоотводными трубками, спиртовка, электроплитка, асбестированная

сетка, небольшие фарфоровые тигли, стеклянные палочки. Универсальная индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Сухие вещества: сульфит натрия.

Растворы: соляной кислоты (конц., 2М), серной кислоты (конц., 2М), сероводородной воды (насыщ.), азотной кислоты (конц., 2М), сульфида натрия (насыщ.), лакмуса.

## **Опыт 1. Получение сульфидов и изучение их растворимости** (Внимание! Опыты выполняются в вытяжном шкафу!)

### 1.1. Получение сульфидов

В пять пробирок поместите по 5 капель растворов сульфата цинка, сульфата марганца(II), нитрата свинца(II), хлорида сурьмы(II) и хлорида бария. В каждую пробирку добавьте по 5–6 капель раствора сульфида натрия. В каких пробирках образовались осадки? Отметьте их окраску.

Напишите уравнения реакций образования сульфидов в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Полученные сульфиды сохраните для следующих опытов.

### 1.2. Исследование растворимости сульфидов в соляной кислоте

В пробирки с полученными в предыдущем опыте сульфидами добавьте по 5 капель 2М раствора соляной кислоты. В каких пробирках наблюдается растворение осадков?

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

### 1.3. Растворимость сульфидов в азотной кислоте

В пробирки с нерастворившимися в HCl осадками добавьте концентрированную азотную кислоту (по 5 капель). Что наблюдается?

Напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций.

## **Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства соединений серы(IV)**

### 2.1. Восстановительные свойства сульфита натрия

В пробирку, содержащую 5–6 капель раствора перманганата калия и 3–4 капли 2М раствора соляной кислоты, прибавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Отметьте обесцвечивание раствора в связи с переходом иона  $\text{MnO}_4^-$  в ион  $\text{Mn}^{2+}$ . В какое



соединение при этом перешел сульфит натрия? Добавив 1–2 капли 2М азотной кислоты и столько же раствора хлорида бария, убедитесь в переходе иона  $\text{SO}_3^{2-}$  в ион  $\text{SO}_4^{2-}$ . Отметьте наблюдаемые явления и напишите уравнения всех протекающих реакций.

### 2.2. Окислительные свойства сульфита натрия

В пробирку с раствором сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  внесите несколько капель 2М серной кислоты и 2–3 микрошпателя сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Наблюдайте помутнение раствора. Напишите уравнение реакции.

### 2.3. Диспропорционирование сульфита натрия

(Внимание! Опыт выполнять в вытяжном шкафу!)

Поместите микрошпатель кристаллического сульфита натрия в сухую пробирку и нагрейте в пламени спиртовки в течение 4–5 мин. После того как пробирка остынет, растворите ее содержимое в воде. Полученный раствор разделите на две части. К первой части добавьте реактив для обнаружения сульфид-ионов. Какое другое соединение образуется при диспропорционировании сульфита натрия и как его обнаружить? Проведите качественную реакцию его обнаружения со второй частью полученного раствора.

Напишите уравнения реакций: а) диспропорционирования сульфита натрия; б) взаимодействия сульфида натрия с хлоридом кадмия; в) взаимодействия сульфата натрия с хлоридом бария.

## **Опыт 3. Дегидратирующие свойства серной кислоты**

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделайте надпись 2М раствором серной кислоты. Бумагу просушите, держа высоко над пламенем горелки. Отметьте и объясните почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте?

### **Контрольные вопросы.**

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы атома серы в нормальном и возбужденном состояниях.

2. Определите объем (л) воды, необходимый для полного растворения 150 л (н. у.) сероводорода, если образуется 0,5%-й раствор.

3. Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания при получении серной кислоты контактным и нитрозным

методами.

4. Установите, одинаковое ли (да, нет) количество газа (моль) выделится при взаимодействии:

а) железа и алюминия с 0,46 моль серной кислоты в разбавленном растворе,

б) меди и серебра с 1,24 моль серной кислоты в концентрированном растворе.

5. Определите массу (г) вещества, образующегося при поглощении продукта полного сгорания 5,6 л (н. у.) сероводорода раствором, содержащим 20 г гидроксида натрия.

6. При анализе порции некоторого серосодержащего вещества массой 18,324 г получено 35,01 г сульфата бария. Определите массовую долю серы во взятом для анализа веществе.

7. Объясните, чем отличаются окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты.

8. В учебной литературе утверждается, что сероводород – сильный восстановитель. Какая справочная величина является показателем окислительной или восстановительной способности? Чему она равна для сероводорода?

## **Лабораторная работа № 8**

### **Тема: Химические свойства соединений азота и фосфора**

**Цель:** Изучение химических свойств соединений азота и фосфора.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Пробирки, спиртовка, стеклянные палочки, медь (стружка).  
Сухие соли: нитрат и нитрит калия; хлорид, нитрат, ацетат аммония.

Растворы: бромной воды, аммиака (25%-ный); перманганата калия (0,5 н.); бихромата калия (0,5 н.); хлорида аммония (0,5 н.); нитрита калия (насыщенный); серной кислоты (2 н.); иодида калия (0,1 н.); азотной кислоты (плотность 1,4 г/см<sup>3</sup>); азотной кислоты (20%-ный); едкого натра (2 н.).

Индикаторы: лакмусовая бумажка, лакмус.

### **Опыт 1. Гидролиз солей аммония**

Налейте в каждую из трех пробирок по 5–6 капель раствора лакмуса. Добавьте 2–3 микрошпателя в первую пробирку кристаллов хлорида аммония, во вторую пробирку – нитрата аммония, а в третью пробирку – ацетата аммония.

Отметьте изменение окраски лакмуса в каждом случае. Напишите в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций гидролиза.

### **Опыт 2. Оксид азота(III) и соли азотистой кислоты**

#### **2.1. Получение оксида азота(III) и его разложение**

В пробирку внесите 3–4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавьте одну каплю 2 н. раствора серной кислоты. Отметьте появление в растворе голубой окраски  $N_2O_3$ , являющегося оксидом азотистой кислоты. Объясните образование бурого газа над раствором.

Напишите уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающих с образованием  $N_2O_3$  и последующего распада образовавшегося оксида азота (III) на NO и  $NO_2$  (реакция диспропорционирования).

#### **2.2. Восстановительные и окислительные свойства нитритов**

В три пробирки внесите 3–4 капли: в первую – иодида калия, во вторую – перманганата калия, в третью – бихромата калия. Во все пробирки добавьте по 2–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита калия.

Отметьте изменение окраски растворов в каждом случае. Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO, во второй –  $KMnO_4$  переходит в сульфат марганца(II), в третьей  $K_2Cr_2O_7$  – в сульфат хрома(III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Укажите, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства?

### **Опыт 3. Термическое разложение хлорида аммония**

Поместите в пробирку микрошпатель хлорида аммония и нагрейте. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции термического разложения  $NH_4Cl$ .

## **Опыт 4. Аналитические реакции фосфат-ионов**

### 4.1. Образование малорастворимых бариевых солей

К 2–3 каплям раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  прибавьте несколько капель раствора хлорида бария. Отметьте цвет выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции образования  $\text{BaHPO}_4$  в молекулярной и ионной формах.

В присутствии щелочей образуется белый осадок  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ .

### 4.2. Образование малорастворимого ортофосфата серебра

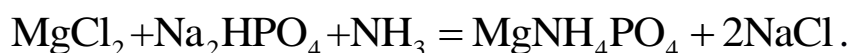
К 2–3 каплям раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  добавьте 1–2 капли раствора нитрата серебра. Какого цвета осадок образуется? Запишите уравнение протекающей реакции



в ионной форме.

### 4.3. Образование магний-аммоний фосфата $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$

К 3–4 каплям раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  прибавьте несколько капель магниевой смеси. Наблюдайте образование белого мелкокристаллического осадка  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  по реакции



### 4.4. Образование малорастворимого ортофосфата железа(III)

К 3–4 каплям раствора хлорида железа(III) прилейте несколько капель раствора роданида калия. После добавления нескольких капель раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  красная окраска раствора исчезает благодаря переходу роданида железа(III) в малорастворимый фосфат. Отметьте цвет выпавшего осадка и запишите уравнение реакции взаимодействия  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  с  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  в молекулярной и ионной формах.

## **Контрольные вопросы.**

1. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака? Какую геометрическую форму имеет молекула? Дайте схему перекрывания электронных облаков.

2. Объясните образование молекулы  $\text{NH}_4\text{Cl}$  из аммиака и хлорида водорода. Каков характер связи между атомами в этой молекуле?

3. Можно ли в качестве осушителей газообразного аммиака применять  $\text{H}_2\text{SO}_4$  или  $\text{P}_2\text{O}_5$ ? Ответ мотивируйте.

4. Напишите формулы оксидов азота в степени окисления +1, +2, +3, +4, +5 и уравнения реакций их получения.

5. Напишите уравнение реакции диспропорционирования азотистой кислоты.

6. Какова термическая устойчивость нитратов и нитритов? Что происходит при нагревании следующих солей:  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ? Напишите уравнения протекающих реакций.

7. Напишите электронную формулу атома фосфора. Какова максимальная ковалентность фосфора? Какие степени окисления проявляет фосфор в соединениях?

8. Напишите ряд уравнений последовательных реакций, протекающих при получении фосфора из природного фосфата кальция.

9. Укажите аллотропные модификации фосфора и различия в их свойствах. Сохраняются ли эти различия после перехода фосфора в газообразное состояние?

10. Какие соединения образует фосфор с водородом? Укажите способы их получения. Сравните их свойства со свойствами аналогичных соединений азота.

11. Напишите структурные формулы оксидов фосфора(III) и (V). Каковы химические свойства оксидов? Напишите уравнения реакций ступенчатой гидратации оксида фосфора(V).

### **Лабораторная работа № 9**

#### **Тема: Химические свойства и соединений углерода и кремния**

**Цель:** Изучение химических свойств соединений углерода и кремния.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Пробирки, держатели для пробирок, пипетки, пробки, микрошпатели, штатив, спиртовка, аппарат Киппа, фильтровальная бумага.

Активированный уголь (порошок), мел, мрамор, фильтровальная бумага, оксид кремния(IV) (силикагель).

Растворы: фуксина, лакмуса, карбоната натрия(1М), гидрокарбоната натрия(1М), серной кислоты (конц.), азотной кислоты (конц.), соляной кислоты (конц.), известковой воды, 1М.

## **Опыт 1. Адсорбционные свойства угля**

### 1.1. Адсорбция красящих веществ из раствора

В пробирку до ее объема налейте светло-розовый раствор фуксина. Внесите в раствор немного активированного угля. Плотнo закройте пробирку пробкой и энергично встряхивайте ее 2–3 мин. Дайте раствору отстояться, отметьте его обесцвечивание, объясните, что происходит.

### 1.2. Адсорбция ионов из раствора

В пробирку внесите 2–3 капли раствора нитрата свинца. Добавьте к нему 1 каплю раствора иодида калия. Наблюдайте выпадение осадка иодида свинца. Составьте уравнение реакции. Пробирку с полученным осадком сохраните для сравнения. В другую пробирку до половины ее объема налейте того же раствора нитрата свинца и внесите небольшое количество (3–4 микрошпателя) порошка активированного угля. Закрыв отверстие пробкой, энергично встряхивайте ее 2–3 мин. Отделите жидкость от угля, отберите 2–3 капли прозрачного раствора и перенесите его в другую пробирку. Добавьте туда же одну каплю раствора иодида калия. Сравните количество осадка иодида свинца в первом и втором случае. Чем объясните различие?

## **Опыт 2. Получение оксида углерода(IV) и растворение его в воде**

Приготовьте пробирку с нейтральным раствором лакмуса (5–6 капель). В микроколбочку положите 3–4 маленьких кусочка мрамора. Укрепив колбочку в штативе вертикально, внесите 5 капель воды и 10 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закройте колбочку пробкой с газоотводной трубкой. Оксид углерода(IV) можно также получить в аппарате Киппа. Конец трубки опустите в пробирку с нейтральным раствором лакмуса и пропускайте газ 2–3 мин. Отметьте изменение окраски лакмуса.

Напишите уравнение взаимодействия мрамора с соляной кислотой. Напишите схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода(IV). Как сместится это равновесие при



добавлении в раствор щелочи? кислоты? Укажите причину смещения равновесия в каждом случае.

### **Опыт 3. Получение геля и золя кремниевой кислоты**

В две пробирки внесите по 4–5 капель: в одну – метасиликата натрия, в другую – концентрированной соляной кислоты. Добавьте в первую пробирку 6–7 капель 2М раствора соляной кислоты и во вторую – 1–2 капли насыщенного раствора силиката натрия. Закройте пробирки пробками и встряхните их. Наблюдайте образование золя кремниевой кислоты в первой пробирке и геля – во второй. Полученный золь кремниевой кислоты немного нагрейте до перехода в гель. Как называется процесс перехода золя в гель? Какое значение имеет нагревание? Напишите уравнение реакции получения кремниевой метакислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

### **Опыт 4. Адсорбирующие свойства силикагеля**

Поместите в пробирку 5–7 капель раствора сульфата тетраамминмеди, предварительно получив его взаимодействием раствора сульфата меди (II) с концентрированным раствором  $\text{NH}_4\text{OH}$ . В раствор поместите измельченный силикагель. Закройте пробирку пробкой и, энергично встряхивая, перемешайте раствор. Наблюдайте окрашивание силикагеля и ослабление окраски раствора вследствие адсорбции силикагелем ионов  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Дайте раствору отстояться, слейте его с силикагеля или удалите пипеткой. Силикагель промойте 2–3 раза дистиллированной водой. Добавьте 5–10 капель соляной кислоты. Наблюдайте обесцвечивание силикагеля вследствие разрушения окрашенных комплексных ионов соляной кислотой. Напишите уравнения реакций образования и разрушения ионов тетраамминмеди(II).

### **Контрольные вопросы.**

1. Какую кристаллическую решетку образуют атомы углерода в алмазе и графите? Каковы структуры карбинов и фуллеренов?
2. Какое свойство оксида углерода(II) позволяет использовать его в металлургии при получении металлов?
3. Как получают оксид углерода(IV) в лабораторных условиях?

Какие орбитали атомов углерода принимают участие в образовании связей в соединениях  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ? Какой тип связей ( $\delta$ ,  $\pi$ ) в них реализуется? Какова пространственная конфигурация этих молекул?

4. Рассчитайте массовую долю (%) оксида кремния(IV), "содержащегося" в асбестовых минералах:

а) хризотил  $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$

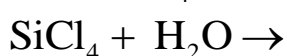
б) бицсолит  $\text{Ca}_2\text{Mg}_5\text{Si}_8\text{O}_{22}(\text{OH})_2$ .

5. Хрустальное стекло имеет массовый состав 9,6%  $\text{Na}_2\text{O}$ , 34,6%  $\text{PbO}$ , остальное –  $\text{SiO}_2$ . Установите формулу стекла.

6. Как из  $\text{SiO}_2$  получить какое-нибудь растворимое соединение кремния? Приведите уравнения реакций.

7. Что такое силиконы, ситаллы, белая сажа?

8. Закончите уравнения реакции:



### Лабораторная работа № 10

#### Тема: Химические свойства и соединений бора

**Цель:** Изучение химических свойств соединений бора.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Спиртовка, стеклянные палочки, нихромовая проволока, часовое или предметное стекло, железные пластинки, водяная баня, сетка асбестированная.

Борная кислота, бура, универсальная индикаторная бумага, глицерин.

Растворы: лакмуса (нейтрального), гидроксида натрия (2 н.), соляной кислоты (2 н. и конц.), серной кислоты (2 н. и конц.), азотной кислоты (2 н. и конц.), сульфата хрома(III) (0,5 н.), нитрата кобальта(II) (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.).



### **Опыт 1. Свойства борной кислоты**

Приготовьте 2–3 мл насыщенного раствора борной кислоты и определите pH раствора (универсальная индикаторная бумага).

На часовое стекло налейте каплю концентрированного раствора серной кислоты, каплю глицерина и присыпьте небольшое количество буры. Осторожно перемешайте смесь «ушком» предварительно прокаленной нихромовой (платиновой) проволоки и внесите в пламя спиртовки. Как окрашивается пламя? Напишите уравнение реакции.

Небольшое количество серной кислоты поместите на железную пластинку и нагрейте пламенем горелки. Что происходит при нагревании борной кислоты? Когда масса начнет «вспучиваться», прикоснитесь к ней стеклянной палочкой и потяните. Что наблюдается? Часть полученной массы обработайте водой в пробирке и определите pH раствора. Напишите уравнения всех реакций.

### **Опыт 2. Окрашенные перлы буры**

Нагрейте в ушке нихромовой проволоки (проволоку предварительно прокалите!) небольшое количество буры в пламени горелки. После прекращения выделения воды слегка охладите полученный плав и смочите его раствором соли хрома(III) или кобальта(II). Вновь нагрейте массу до плавления в пламени горелки. Какую окраску приобрело вещество после охлаждения? Напишите уравнения реакций.

### **Контрольные вопросы.**

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия бора с концентрированными азотной и серной кислотами.
2. Какие вещества получаются при постепенном прокаливании ортоборной кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций и названия полученных веществ.
3. Напишите уравнения гидролиза  $\text{BCl}_3$  и  $\text{BF}_3$ . Чем отличается гидролиз фторида бора от гидролиза его хлорида?
4. Почему  $\text{B}_2\text{O}_3$  не реагирует с  $\text{HCl}$ , но легко растворяется в водном растворе  $\text{HF}$ ? Напишите уравнение реакции.

## Лабораторная работа № 11

### Тема: Коррозия металлов

**Цель:** Изучение процесса коррозии и некоторых методов защиты металлов от коррозии.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:** пробирки, наждачная бумага, железные гвозди, железо оцинкованное, железо луженое (полоски), алюминий (гранулированный), алюминиевая фольга, уротропин.

Растворы: соляная кислота (0,1 н., 2 н., плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>), серная кислота (2 н.), гексацианоферрат(III) калия (0,5 н.), азотная кислота (плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup>), сульфат меди (II) (0,5 н.), хлорид меди(II) (0,5 н.).

#### **Опыт 1. Электрохимическая коррозия металлов**

Взаимодействие цинка с серной кислотой в присутствии других металлов и их солей

Внесите в две пробирки по 5–6 капель 2н. серной кислоты и по кусочку цинка. В одной пробирке коснитесь кусочка цинка медной проволокой. Как при этом изменяется интенсивность выделения водорода и на каком из металлов он выделяется? Удалите медную проволоку и убедитесь, что интенсивность выделения водорода снова замедляется.

В другую пробирку прибавьте каплю 2 н. раствора сульфата меди. Как при этом изменяется интенсивность выделения водорода? Что появилось на поверхности цинка в присутствии сульфата меди?

Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой. Объясните, в чем проявляется влияние металлической меди и раствора соли меди на процесс окисления цинка. Какой металл является катодом и анодом при образовании гальванической пары цинка с медью? Какой из металлов при этом подвергается коррозии?

#### **Опыт 2. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия**

В две пробирки поместите по кусочку алюминия. Добавьте в одну из пробирок 5–8 капель 0,5 н. раствора сульфата меди, а в другую столько же раствора хлорида меди.

Отметьте различный результат действия растворов солей меди на металлический алюминий. В присутствии какой соли алюминий быстрее покрывается налетом меди?

Напишите уравнение реакции восстановления меди алюминием. В выводах сделайте заключение о влиянии хлорид-ионов на остояние оксидной пленки алюминия.

### **Опыт 3. Защита металлов от коррозии**

#### **3.1. Анодные и катодные металлические покрытия**

В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  их объёма дистиллированной воды и по 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты.

В обе пробирки добавьте по 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия. Растворы перемешайте стеклянной палочкой. В одну из пробирок опустите кусочек оцинкованного, а в другую луженого железа (покрытого оловом).

Почему в одной из пробирок через несколько минут появляется синее окрашивание? Можно ли систему «основной металл–покрытие» рассматривать как гальванический элемент?

Выпишите значения электродных потенциалов металлов, участвовавших в образовании гальванических пар. Напишите уравнения электродных реакций, происходящих при коррозии оцинкованного и луженого железа. Укажите, в каком случае покрытие является катодным либо анодным. В выводе отметьте, при использовании какого покрытия его местное разрушение приведет к коррозии основного металла (железа). Когда более рационально применение анодного покрытия, когда – катодного?

#### **3.1. Действие ингибитора на процесс коррозии железа**

В две пробирки налейте  $\frac{1}{4}$  объёма 2н. раствора серной кислоты и по 1 капле раствора гексацианоферрата(III) калия. В одну из пробирок добавьте один микрошпатель уротропина.

Два гвоздика очистите наждачной бумагой и опустите в каждую пробирку. Путем сравнения интенсивности синей окраски растворов отметьте различную скорость окисления железа в пробирках.

Напишите уравнения реакции взаимодействия железа с серной кислотой и полученного сульфата железа(II) с гексацианоферратом(III) калия. В выводах укажите, какое действие оказал уротропин на скорость коррозии железа.

### **Контрольные вопросы.**

1. В чем отличие электрохимической коррозии от химической? Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?
2. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо?
3. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее?
4. Какой металл будет первым разрушаться в процессе коррозии в следующих парах: алюминий – медь, медь – никель, железо – никель?
5. В каком случае коррозия железа при повреждении покрытия будет происходить быстрее: в случае хромированного железа или никелированного?
6. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Каков состав продуктов коррозии железа?

### **Лабораторная работа № 12**

#### **Тема: Химические свойства металлов**

**Цель:** Изучение химических свойств металлов.

**Продолжительность работы:** 90 мин.

**Обеспеченность занятия:** [1–10], конспект.

**Приборы и реактивы:**

Оборудование: пробирки, штатив, пипетки, микрошпатели, спиртовка, сетка асбестовая, наждачная бумага. Металлы: железо, цинк, свинец, медь.

Растворы: HCl (2 н., конц.), HNO<sub>3</sub> (2 н., конц.), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2 н., конц.), NaOH (2 н.), K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (5 %-й), NaSCN (0,01 н.), KI (насыщ.), KNO<sub>3</sub> или NaNO<sub>3</sub> (насыщ.), Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> или ZnSO<sub>4</sub> (насыщ.), CuSO<sub>4</sub> (насыщ.), Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> или Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> (насыщ.), FeCl<sub>3</sub> (насыщ.), FeSO<sub>4</sub> (насыщ.).

### **Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами**

#### **1.1. Действие на металлы разбавленных кислот**

В четыре пробирки поместите по маленькому кусочку металлов (железо, медь, цинк, свинец) и прилейте по 6–8 капель 2 н. раствора

хлороводородной кислоты. Что происходит с металлами? Нагрейте пробирки пламенем спиртовки. Как изменилась скорость реакций? Во всех ли пробирках металлы взаимодействуют с кислотой? Какой газ при этом выделяется?

Аналогичные опыты сделайте с разбавленными серной и азотной кислотами.

Убедитесь в том, что в хлороводородной и разбавленной серной кислотах образуются ионы  $\text{Fe}^{2+}$ , а в азотной – ионы  $\text{Fe}^{3+}$ , для чего проведите качественные реакции. В пробирки с железом добавьте 2–3 капли растворов гексацианоферрата(III) калия или роданида натрия. В присутствии ионов железа  $\text{Fe}^{2+}$  появляется характерное синее окрашивание вследствие образования комплекса  $\text{KFe}^{\text{II}}[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$ , называемого берлинской лазурью или турнбулевой синью. Ионы железа  $\text{Fe}^{3+}$  окрашивают раствор в кроваво-красный цвет вследствие образования роданида железа  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . Внимательно наблюдайте за появлением окраски, так как через 1–2 минуты в кислой среде роданид железа разлагается.

В пробирки со свинцом внесите по 2–3 капли раствора йодида калия. В какой пробирке выпал жёлтый осадок йодида свинца? Сделайте вывод, в какой из взятых кислот свинец полностью растворяется.

Во всех ли пробирках с медью раствор окрасился в сине-голубой цвет, характерный для иона  $\text{Cu}^{2+}$ ? Почему?

Объясните причины различного отношения металлов к кислотам, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и таблицей растворимости (табл. 1 и 2 приложения). Напишите:

– уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленными хлороводородной и серной кислотами;

– уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленной азотной кислотой, учитывая, что образуются нитраты соответствующих металлов и оксид азота(II) в случае железа, меди, свинца и преимущественно оксид азота(I) в случае цинка.

### 1.2. Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами

Проведите опыт, аналогичный предыдущему, заменив разбавленные кислоты концентрированными. Запишите:

– уравнения реакций взаимодействия металлов с хлороводородной кислотой, отметив, почему реакция протекает не со всеми металлами и влияет ли на характер реакции концентрация кислоты;

– уравнения реакций взаимодействия металлов с серной кислотой, учитывая, что олово окисляется до степени окисления +4 с образованием сульфата олова(IV), свинец окисляется до степени окисления +2, давая гидросульфат свинца(II), медь и цинк образуют сульфаты металлов(II), а железо – сульфат железа(III); кроме того в пробирке с цинком появляется помутнение за счет образования элементарной серы, в остальных пробирках выделяется оксид серы(IV);

– уравнения реакций взаимодействия металлов с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что образуются нитраты свинца(II), меди(II), цинка(II), железа(III) и выделяется газообразный оксид азота(IV).

## Опыт 2. Взаимодействие металлов с растворами щелочей

В четыре пробирки поместите по кусочку металла, прилейте 6–8 капель раствора щёлочи и осторожно нагрейте. Наблюдайте за происходящими процессами. Во всех ли пробирках происходят реакции? Какой газ при этом выделяется? О каких химических свойствах исследованных металлов свидетельствуют протекающие реакции?

Запишите уравнения реакций взаимодействия цинка, олова и свинца с водным раствором гидроксида натрия, учитывая, что в сильнощелочной среде образуются хорошо растворимые гидроксокомплексы  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  и  $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$  и выделяется водород.

## Опыт 3. Ряд напряжений металлов

В четыре пробирки налейте по 6–8 капель растворов солей цинка, железа(II), свинца(II) и меди(II). Опустите в эти растворы по кусочку металлического цинка, кроме пробирки с раствором соли цинка. Что происходит с поверхностью цинка в каждой из пробирок? Напишите уравнения протекающих реакций. Какую роль в этих процессах выполняет цинк?

Таблица

Металлы	Ионы			
	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$
Zn				
Fe				
Cu				



Повторите опыт, опустив в растворы солей зачищенные наждачной бумагой гвозди, кроме пробирки с раствором соли железа. Из растворов каких солей железо вытесняет металлы? Чем это можно объяснить? Запишите уравнения реакций.

В те же растворы опустите медную проволоку, предварительно зачистив её наждачной бумагой, кроме пробирки с раствором соли меди. Вытесняет ли медь какие-либо металлы из растворов? Почему?

Нарисуйте в лабораторном журнале таблицу по образцу.

Занесите в таблицу результаты наблюдений, поставив «+» под теми ионами, которые вытесняются из растворов солей металлическими цинком, железом или медью. Расположите испытанные металлы (цинк, железо и медь) по активности в ряд и сравните с их положением в ряду напряжений.

### **Контрольные вопросы.**

1. Какие процессы происходят на поверхности железа при действии на него кислорода воздуха, воды и углекислого газа? Напишите уравнения протекающих реакций.

2. На основании значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов рассчитайте, в какой среде цинк является более сильным восстановителем. В каких технологических процессах используют цинк в качестве восстановителя?

3. Напишите уравнение реакции образования основного карбоната меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  при действии на медь паров воды, кислорода и диоксида углерода. В каких условиях образуется это вещество в природе? В состав какого минерала входит?

4. Как влияет на коррозию железа его контакт с другими металлами? Какой металл будет разрушаться первым при повреждении поверхности лужёного, оцинкованного и никелированного железа в кислой среде и во влажной атмосфере?

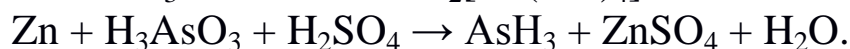
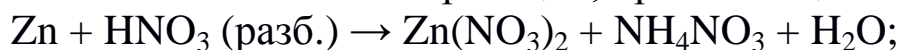
5. В природе свинец встречается в основном в виде сульфида  $\text{PbS}$ , а олово – в виде оксида  $\text{SnO}_2$ . Как вы думаете, почему? Какое из приведённых соединений термодинамически наиболее устойчиво?

6. Железо входит в состав различных сплавов. Чем отличаются по составу чугун и сталь от мягкого железа? Как это сказывается на их свойствах?

7. Назовите основные промышленные способы производства металлической меди. Какие химические процессы лежат в их основе? Укажите важнейшие сплавы меди и области их применения.



8. Составьте электронные и молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схеме:



9. Какие процессы происходят при электролизе водного раствора сульфата меди(II) с угольным и медным анодами? Приведите уравнения электродных процессов.

10. Сплав свинца с оловом нагревали с концентрированной азотной кислотой до прекращения реакции. Образовавшийся белый осадок отфильтровали, высушили и прокалили. Каков, по вашему мнению, состав осадка до и после прокаливания? Какие вещества присутствуют в растворе после реакции?

11. Какими способами можно получить  $\alpha$ - и  $\beta$ -оловянные кислоты? Чем различаются их свойства?

12. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах свинцового аккумулятора при его заряде и разряде.

## Критерии оценки лабораторной работы

Отметка	Критерии	Показатели по 100-й шкале
5 (отлично)	работа выполнена в полном объеме, верно сделаны лабораторные опыты, продемонстрированы знания теоретического материала.	100 баллов
	работа выполнена в слегка неполном объеме, верно сделаны лабораторные опыты, продемонстрированы знания теоретического материала.	[90;100] баллов
4 (хорошо)	работа выполнена в полном объеме, верно сделаны лабораторные опыты, но были допущены незначительные ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.	[80–85] баллов
3 (удовлетворительно)	работа выполнена в полном объеме, сделаны лабораторные опыты, были допущены ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.	[65–75] баллов
2 (неудовлетворительно)	работа выполнена в неполном объеме, были допущены грубые ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.	[0–60] баллов

Студенты сдают тетради с отчётом на проверку преподавателю по истечении времени. Преподаватель обязан озвучить результаты проверки не позднее, чем через неделю после занятия.

## СПИСОК ИСТОЧНИКОВ

### Основная литература

1. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Т. 1. – 6-е изд., испр. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 292 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-ineorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-1-421329>.

2. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Т. 2. – 6-е изд., испр. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 315 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-ineorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-2-421330>.

3. Стась, Н. Ф. Общая и неорганическая химия. Справочник. – 4-е изд. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 92 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiyaspravochnik-427368>.

### Дополнительная литература

4. Богомолова, И. В. Неорганическая химия. – Москва : НИЦ ИНФРА-М, 2016. – 336 с.

Режим доступа: <http://znanium.com/go.php?id=538925>.

5. Щербаков, В., В. Неорганическая химия. вопросы и задачи. – 2-е изд., испр. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 107 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/neorganicheskayahimiya-voprosy-i-zadachi-427208>.

6. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Ч. 2. Химия элементов. – 2-е изд., пер. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 322 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-ch-chast-2-himiya-elementov-425467>.

7. Смарыгин, С. Н. Неорганическая химия: практикум [электронный ресурс]. – Москва: Юрайт, 2019. – 414 с.

Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/neorganicheskaya-himiya-praktikum-426513>.

8. Князев, Д. А. Неорганическая химия в 2 ч. Ч. 1. Теоретические основы. – 5-е изд., пер. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 253 с. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/neorganicheskaya-himiya-v-2-ch-chast-1-teoreticheskie-osnovy-421548>.

9. Князев, Д. А. Неорганическая химия в 2 ч. Ч. 2. Химия элементов. – 5-е изд., пер. и доп. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 357 с. Режим доступа:

<https://biblioonline.ru/book/neorganicheskaya-himiya-v-2-ch-chast-2-himiya-elementov-421549>.

10. Глинка, Н. Л. Общая химия. Задачи и упражнения. – 14-е изд. [электронный ресурс]. – Москва : Юрайт, 2018. – 236 с.

Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-himiya-zadachi-i-uprazhneniya427976>.