

С. П. Чернова, Т. Н. Кропачева

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ  
ХИМИЯ**  
**РУКОВОДСТВО  
ДЛЯ ЛАБОРАТОРНЫХ  
И ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ**



Ижевск, 2026

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет»  
Институт естественных наук  
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

С. П. Чернова, Т. Н. Кропачева

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ:**

руководство для лабораторных  
и практических работ

Практикум



Ижевск

2026

УДК 54 (075.8)  
ББК 24.1я73  
Ч-493

*Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом УдГУ*

**Рецензенты** : канд. хим. наук, доцент каф. общей физики ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет» **А. Р. Газизянова**, канд. хим. наук, инженер по наладке и испытаниям I категории управления 043 АО «ИЭМЗ «Купол» **А. С. Новокшенова**.

**Чернова С. П., Кропачева Т. Н.**

Ч-493 Неорганическая химия: руководство для лабораторных и практических работ : практикум / С. П. Чернова, Т. Н. Кропачева. – Ижевск : Удмуртский университет, 2026. – 151 с.

**ISBN 978-5-4312-1343-4**

Практикум предназначен для изучения основных разделов курса «Неорганическая химия» студентами специалитета направления подготовки 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия» и бакалавриата направления подготовки 04.03.01 «Химия». Пособие содержит подробное описание опытов для выполнения лабораторных работ по химии элементов, а также задания для практических (аудиторных и домашних) занятий.

УДК 54 (075.8)  
ББК 24.1я73

**ISBN 978-5-4312-1343-4**

© Чернова С. П., Кропачева Т. Н., 2026  
© ФГБОУ ВО «Удмуртский  
государственный университет», 2026

## Оглавление

<b>Введение</b> .....	5
<b>Лабораторные работы</b> .....	7
Галогены .....	7
Хлор.....	7
Бром.....	9
Йод.....	10
Кислород. Водород .....	13
Сера .....	19
Азот .....	24
Фосфор .....	30
Углерод .....	34
Кремний .....	38
Бор .....	41
Щелочные металлы.....	45
Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы .....	49
Алюминий .....	56
Олово. Свинец .....	60
Сурьма. Висмут .....	67
Ванадий .....	72
Хром .....	75
Марганец.....	79
Железо .....	84
Кобальт. Никель .....	91
Медь. Серебро .....	97
Цинк. Кадмий. Ртуть .....	104
<b>Практические работы</b> .....	109
Галогены .....	109
Кислород. Водород .....	110
Сера .....	111
Азот .....	112
Фосфор .....	114

Углерод .....	115
Кремний .....	117
Бор .....	118
Щелочные металлы.....	119
Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы .....	121
Алюминий .....	122
Олово. Свинец .....	123
Мышьяк. Сурьма. Висмут .....	125
Ванадий .....	126
Хром .....	127
Марганец.....	129
Железо. Кобальт. Никель .....	130
Медь. Серебро. Золото .....	132
Цинк. Кадмий. Ртуть .....	133
<b>Рекомендуемая литература.....</b>	<b>135</b>
<b>Приложение .....</b>	<b>137</b>

# Введение

*«Химии никоим образом научиться невозможно, не видав самой практики и не принимаясь за химические операции»*

М. В. Ломоносов

Настоящее пособие предназначено для проведения лабораторных и практических работ по курсу «Неорганическая химия» для студентов специалитета (направление подготовки 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия») и бакалавриата (направление подготовки 04.03.01 «Химия», «теоретическая и прикладная химия»). Изучение курса «Неорганическая химия» способствует эффективному формированию у студентов различных профессиональных компетенций, представленных в ФГОС, а именно: способности использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач; владению навыками проведения химического эксперимента; знанию основ теории фундаментальных разделов химии; умению применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов. В ходе выполнения лабораторных и практических работ студенты: 1) подтверждают экспериментом теоретические положения (свойства химических элементов и их соединений, общие закономерности протекания химических реакций и др.); 2) овладевают техникой лабораторного эксперимента (обращение с химическими реактивами и лабораторным оборудованием, приемы проведения физико-химических операций, навыки синтеза неорганических соединений и др.); 3) осваивают методы обработки опытных данных (навыки наблюдения и анализа результатов, составление отчетов, формулировка выводов).

Лабораторный практикум по химии элементов охватывает наиболее важные и распространенные химические эле-

менты всех групп Периодической системы Д. И. Менделеева. Каждая лабораторная работа, посвященная изучению химии того или иного элемента, проводится после лекционного изложения материала. Собственно, лабораторной работе предшествует практическая часть, в ходе которой: 1) решаются расчетные химические задачи, представленные в настоящем пособии; 2) обсуждаются основные вопросы, касающиеся проведения отдельных химических опытов (особенности протекания реакции, использование оборудования, техника безопасности и др.). Большинство химических опытов проводится студентами индивидуально на своих рабочих местах или под тягой, но отдельные наиболее технически сложные или опасные опыты проводятся группой студентов под руководством преподавателя.

Студент обязан в ходе домашней самоподготовки, используя лекционный материал, учебники (см. рекомендованный список), Интернет-ресурсы и пр., тщательно изучить все химические опыты, которые будут проводиться на лабораторной работе и составить в лабораторном журнале конспект работы, включающий название и цель работы, краткое описание хода выполнения отдельных опытов, написание уравнений всех реакций. В ходе самой работы этот конспект будет дополняться наблюдениями, пояснениями, рисунками, расчетами и пр., а также выводами. Итоговая сдача отчета по работе проводится в форме краткой устной беседы с преподавателем с предоставлением полностью оформленного текста работы.

## Лабораторные работы

**ВНИМАНИЕ:** при выполнении лабораторных работ, отдельные опыты, отмеченные символом ☼ проводятся всей группой студентов. Опыт, который необходимо проводить в вытяжном шкафу, отмечен символом ☹

### «Галогены»

Все работы с галогенами проводить в вытяжном шкафу. Посуду после опытов с остатками реагентов обработать раствором тиосульфата или гидроксида натрия, после чего содержимое вылить в специальную склянку для слива, хранящуюся в вытяжном шкафу.

### Хлор

#### Опыт 1. Получение хлора ☹ ☼

Поместить в колбу Вюрца с газоотводной трубкой немного порошка диоксида марганца. Закрепить колбу в штативе над спиртовкой. Быстро прилить в колбу концентрированную соляную кислоту в таком количестве, чтобы она покрыла весь слой диоксида марганца и плотно закрыть колбу пробкой. Осторожно нагреть содержимое колбы на спиртовке.

Выделяющийся газ исследовать с помощью влажной индикаторной йодкрахмальной бумаги (бумага, пропитанная иодидом калия и крахмалом) или фильтровальной бумаги, смоченной раствором иодида калия.

Написать уравнения реакций получения хлора и его обнаружения.

Собрать хлор в две сухие конические колбочки, плотно закрыть их пробками и сохранить для последующего опыта. Обратить внимание на цвет и запах хлора. Какие меры безопасности надо соблюдать при работе с газообразным хлором?

Пропустить выделяющийся хлор в коническую колбочку, заполненную водой. Добавить полученную хлорную воду

к раствору чернил. Что наблюдается? Проверить присутствие в хлорной воде хлорид-ионов с помощью раствора нитрата серебра. Написать уравнения всех происходящих реакций.

Пропустить выделяющийся хлор в коническую колбочку, заполненную раствором гидроксида натрия. Сохранить колбочку для последующего опыта.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Окислительные свойства хлора** ☛ ☼

Поместить в ложечку для сжигания небольшое количество порошка сухого красного фосфора и внести ее в колбочку с хлором. Что наблюдается?

В колбочку с хлором внести раскаленную на спиртовке медную проволоку. Что наблюдается?

Написать уравнения всех проведенных реакций. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Получение хлороводорода и соляной кислоты** ☛ ☼

В пробирку с газоотводной трубкой насыпать немного кристаллического хлорида натрия и закрепить ее в штативе. Добавить в пробирку концентрированную серную кислоту, закрыть пробкой и подогреть. К отверстию газоотводной трубки последовательно подносить влажную лакмусовую бумагу и стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором аммиака. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Выделяющийся газ пропустить в коническую колбочку, заполненную водой. Какова растворимость хлороводорода в воде? Качественными реакциями доказать, что полученный раствор является соляной кислотой. Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Окислительные свойства гипохлорита натрия**

Исследовать раствор, полученный после пропускания хлора через раствор гидроксида натрия. Проверить наличие в этом растворе хлорид-ионов. Проверить отбеливающее действие раствора гипохлорита, используя растворы красителей и кусочек окрашенной ткани. Объяснить наблюдаемое. На чем основано применение гипохлорита натрия в средствах бытовой химии («Доместос», «Белизна», «Тирет» и пр.) и для обеззараживания воды?

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 5. Окислительные свойства хлората калия**

Приготовить немного раствора хлората калия (бертолетова соль) растворением твердого препарата соли в воде. Добавить этот раствор к водному раствору йодида калия. Идет ли реакция? Добавить к полученному раствору немного разбавленной серной кислоты. Что наблюдается? Используя уравнение Нернста, изобразить график зависимости потенциала систем  $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$  и  $\text{I}_2/\text{I}^-$  от кислотности среды и объяснить результат проведенного опыта.

Сделать выводы по опыту.

### **Бром**

#### **Опыт 6. Получение брома**

В сухую пробирку поместить немного кристаллического бромида калия и столько же диоксида марганца, перемешать. К смеси прилить немного концентрированной серной кислоты и, если требуется, слегка подогреть. Объяснить наблюдаемое. Какой цвет имеют пары брома? жидкий бром?

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Окислительные свойства брома** ☛

Налить в пробирки растворы хлорида калия и йодида калия. Добавить к ним немного бромной воды (водный раствор брома от желтоватой до красно-коричневой окраски в зависимости от концентрации. Хранится в склянке с притертой пробкой в вытяжном шкафу). Что наблюдается? Объяснить результат, используя стандартные электродные потенциалы галогенов.

Какие меры безопасности следует соблюдать при работе с бромной водой?

Сделать выводы по опыту.

## **Йод**

### **Опыт 8. Получение йода** ☛

В сухую пробирку поместить немного кристаллического йодида калия и столько же диоксида марганца, перемешать. К смеси прилить немного концентрированной серной кислоты и подогреть. Объяснить наблюдаемое. Какой цвет имеют пары йода? Кристаллический йод? Написать уравнение реакции. Что такое возгонка (сублимация)? Как ее можно использовать для очистки йода от примесей?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Растворимость йода** ☛

В отдельные пробирки поместить по одному кристаллику йода и прилить приблизительно равные объемы: 1) воды; 2) этилового спирта; 3) диэтилового эфира; 4) четыреххлористого углерода (или хлороформа). Наблюдать различие в растворимости и окраску полученных растворов. Согласуются ли ваши наблюдения с данными Таблицы 1?

Таблица 1. Растворимость йода в различных растворителях

Растворитель	Растворимость йода, г/ кг
Вода	0,28
$C_6H_6$	164
$CCl_4$	19,2
$CHCl_3$	49,7
$C_2H_5OH$	271,7

В пробирку с не растворившимся до конца в воде йодом добавить концентрированный раствор йодида калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Водный раствор йода с добавкой иодида калия (йодная вода), имеющий коричневую окраску, хранится в склянке с притертой пробкой в вытяжном шкафу.

Провести качественную реакцию на йод. Для этого к раствору крахмала прибавить несколько капель йодной воды. Что наблюдается? Какой состав и окраску имеет образующееся соединение?

Добавить к йодной воде хлороформ и встряхнуть. Наблюдать экстракцию йода хлороформом. Соблюдается ли золотое правило алхимиков «Подобное растворяется в подобном»? Какой состав имеет аптечный раствор йода? Раствор Люголя?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Отношение йода к щелочам**

Поместить в пробирку один кристаллик йода и прилить раствор щелочи. Что наблюдается? Добавить разбавленной серной кислоты до кислой реакции и немного хлороформа. Смесь встряхнуть. Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 11. Окислительные свойства йодатов**

К раствору йодата калия добавить немного раствора йодида калия и подкислить серной кислотой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции

Провести опыт «Йодные часы», суть которого заключается в том, что реакция происходит не мгновенно, а после некоторой паузы. В одной пробирке приготовить раствор, содержащий смесь растворов йодата натрия и йодида калия с добавкой крахмала (раствор должен быть бесцветным). Во второй пробирке быстро смешать растворы сульфита натрия и разбавленной серной кислоты. Смешать оба раствора. Наблюдать резкое появление темно-синей окраски спустя некоторое время (в случае избытка сульфита натрия образующаяся окраска может исчезнуть).

Объяснить внезапность появления окраски раствора. Написать уравнения всех реакций. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 12. Малорастворимые в воде галогениды**

Испытать действие ионов серебра(I) на галогенид-ионы. Отметить цвет образующихся осадков. Составить уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 13. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов**

Насыпать в отдельные пробирки немного бромида калия и йодида калия. Прилить немного концентрированной серной кислоты. Наблюдать окраску выделяющихся паров и исследовать их реакцию на лакмус. Доказать выделение сероводорода во второй пробирке, поднося к ее отверстию фильтровальную бумагу, смоченную нитратом свинца.

Составить уравнения реакций. Используя стандартные электродные потенциалы галогенов (Таблица 6. Приложения), пояснить, как меняется восстановительная способность галогенид-ионов в ряду: фторид–хлорид–бромид–йодид?

Сделать выводы по опыту.

## «Кислород. Водород»

### Опыт 1. Получение кислорода ☞ ☼

*а) Получение кислорода при разложении перманганата калия.* Поместить в пробирку немного кристаллического перманганата калия, укрепить пробирку в штативе вертикально и подогреть ее пламенем спиртовки. Внести в пробирку тлеющую лучинку и убедиться в выделении кислорода.

Написать уравнение протекающей реакции.

*б) Получение кислорода при разложении хлората калия.* Поместить в пробирку немного кристаллического хлората калия, укрепить пробирку вертикально в штативе и нагреть в пламени спиртовки до полного расплавления соли. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Обнаруживается ли присутствие кислорода? Отодвинуть спиртовку, внести в пробирку немного диоксида марганца и снова подогреть пробирку. Опять внести в пробирку тлеющую лучинку. Выделяется ли теперь кислород?

Написать уравнение разложения бертолетовой соли в присутствии диоксида марганца, являющегося катализатором этого процесса.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Окислительные свойства кислорода ☞ ☼

Изучить и зарисовать конструкцию газометра (рис. 1). Газометр состоит из двух частей: воронки (1), снабженной краном (2), и толстостенного сосуда с трубкой для выхода газа (4) с краном (5) и сливным патрубком внизу для воды (6). Воронка вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивающем герметичность прибора. В газометре хранят газы мало растворимые в воде и не взаимодействующие с ней. К таким газам относятся кислород, азот. Заполнение газометра газом проводится в два этапа: вначале его полностью заполняют водой, затем воду вытесняют собираемым газом.

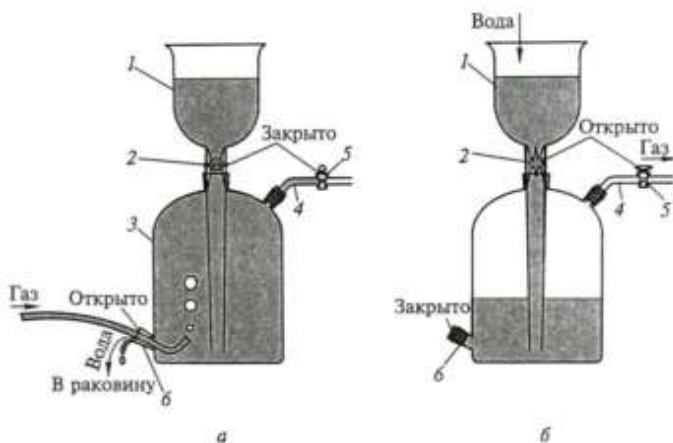


Рис.1. Газометр: а) – заполнение газом; б) – получение тока газа из газометра: 1 – воронка; 2, 5 – краны; 3 – корпус газометра; 4 – газоотводная трубка; 6 – сливной патрубок.

*Заполнение газометра водой* проводят в следующем порядке: 1. Снимите воронку (1); 2. Заполните сосуд (3) доверху водой; 3. Откройте кран (2) на воронке (1) и медленно погрузите воронку в склянку (3), следя за полнотой ее заполнения; 4. Наполните воронку (1) водой примерно на 2/3; 5. Если в газометре остались пузырьки воздуха, то удалите их через открытый кран (2), слегка приподнимая и опуская воронку (1); 6. Остатки воздуха из газоотводной трубки (4) удалите через кран (5); 7. Кран (5) закройте.

*Заполнение газометра газом* проводят в следующем порядке: 1. Поставьте заполненный водой газометр на край стола около водопроводной раковины; 2. Закройте все краны газометра (2, 5) и откройте сливной патрубок (6); 3. Введите в сливной патрубок (6) газометра трубку от прибора для получения газа. При поступлении газа вытекающая вода должна выливаться в раковину; 4. Заполнив газометр газом примерно на 2/3, выньте газоподводящую трубку, закройте патрубок (6) пробкой и откройте кран (2). Необходимо держать кран (2) все время открытым. Не допускается дозаправка газометра. Перед каждой новой заправкой убедитесь в полном заполнении га-

зометра водой во избежание случайного смешения остатков старого газа с новым, например, водорода с кислородом. Не рекомендуется заполнять газометры горючими газами.

*Получение тока газа из газометра:* 1. Подсоедините газометр к прибору. 2. С помощью крана (5) при открытом кране (2) установите требуемый ток газа, при этом следите за тем, чтобы воронка (1) была заполнена водой.

Наполнить три большие пробирки кислородом из газометра, закрыть их пробками и поставить в штатив для проведения последующих опытов.

*а) Окисление серы.* На маленькую железную ложечку взять небольшой кусочек серы, слегка нагреть на спиртовке, открыть пробирку с кислородом и внести в нее ложечку с серой. После того как горение серы прекратится, вынуть ложечку и, закрыв пробирку пробкой, взболтать ее содержимое. Добавить в пробирку лакмус, выяснить какая среда получается после растворения в воде продукта сгорания серы.

Написать уравнения реакций горения серы в кислороде и взаимодействия полученного оксида серы с водой. К какому типу оксидов следует отнести полученный оксид серы?

*б) Окисление угля.* Сделать из металлической проволоки небольшую петельку, укрепить в ней кусочек древесного угля и нагреть его в пламени спиртовки. Внести тлеющий уголек в пробирку с кислородом. Что наблюдается? К какому типу оксидов относится полученный диоксид углерода?

Написать уравнение реакции горения угля в кислороде и взаимодействия образовавшегося оксида с водой.

*в) Окисление натрия.* Вынуть кусочек металлического натрия пинцетом из керосина (натрий хранят в керосине, так как этот металл обладает очень высокой реакционной способностью). Положить его на фильтровальную бумагу, обрезать скальпелем окисленную корочку с поверхности и отделить небольшой кусочек чистого металла. (Не трогать натрий руками – только пинцетом!). Нагреть натрий в железной ложечке на спиртовке пока он не загорится и внести его в пробирку с кислородом. После того как горение натрия окончится, вы-

нуть ложечку, закрыть пробирку пробкой и взболтать воду. Внести 1-2 капли раствора фенолфталеина. В какой цвет окрашивается раствор? На какую реакцию среды в растворе указывает появившаяся окраска?

Написать уравнения реакций горения натрия в кислороде с образованием пероксида натрия  $\text{Na}_2\text{O}_2$  и взаимодействия полученного соединения с водой.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 3. Получение водорода

Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывоопасную смесь. Все опыты с водородом разрешается проводить только в очках или маске. Если прибор, заполненный водородом, необходимо нагреть или поджечь водород на выходе из него, следует до начала нагревания вытеснить из прибора весь воздух водородом, затем *проверить водород на чистоту*. Для этого надо методом вытеснения воздуха заполнить водородом, перевернутую вверх дном пробирку, и закрыть ее пальцем. Держа пробирку с водородом отверстием вниз, поднести ее к пламени. Отнять палец и, чуть наклонив, быстро внести отверстие пробирки в пламя, при этом проба водорода должна загораться почти без звука (мягкий, негромкий хлопок). Только убедившись в чистоте выделяющегося водорода, можно поджечь его на выходе из прибора или начать нагревание прибора.

*а) Получение водорода при взаимодействии цинка и кислоты.* Поместить в пробирку разбавленный раствор соляной кислоты и кусочек цинка. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции получения водорода. Что является окислителем в данном процессе? Можно ли для получения водорода из соляной кислоты заменить цинк любым другим металлом? Получится ли водород при взаимодействии цинка и концентрированной серной кислоты?

*б) Получение водорода при взаимодействии алюминия и щелочи.* Поместить в цилиндрическую пробирку разбавленный раствор едкого калия и кусочек алюминия. Написать

уравнение реакции взаимодействия алюминия со щелочью в присутствии воды с образованием водорода и тетрагидроксоалюмината калия.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Восстановительные свойства водорода** ☛ ☞

а) *Восстановление водородом оксида меди(II)*. Пробирку с оксидом меди закрепить в штативе немного наклонно вниз отверстием, с тем, чтобы образующаяся при реакции вода стекала. Проверенный на чистоту водород из аппарата Киппа пропускать над нагреваемым оксидом меди. Полученную медь охлаждать в токе водорода, иначе часть восстановленной меди снова окислится.

Написать уравнение реакции взаимодействия водорода с оксидом меди.

б) *Сравнение восстановительных свойств молекулярного и атомного водорода*. Прилить в одну пробирку раствор перманганата калия и немного 75 % серной кислоты. Во вторую пробирку поместить раствор хлорида железа(III), подкислить серной кислотой и добавить разбавленный раствор роданида аммония. Наблюдать появление интенсивного красного окрашивания вследствие образования роданида железа(III). В каждую пробирку через раствор пропустить водород. Изменяется ли окраска растворов? В обе пробирки внести по кусочку гранулированного цинка. Какой газ выделяется в пробирках?

Что происходит в пробирке с раствором перманганата калия при действии молекулярного и атомарного (в момент выделения) водорода? Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия водородом в кислой среде.

Что происходит в пробирке с раствором хлорида железа при действии молекулярного и атомарного водорода? Написать уравнение реакции. Чем объясняется различие в восстановительной способности молекулярного и атомарного водорода?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Каталитическое разложение пероксида водорода**

Внести в пробирку насыщенный раствор бихромата калия и, слегка подогрев на пламени спиртовки, добавить 30 % раствор пероксида водорода. Наблюдать почернение раствора вследствие образования промежуточных соединений типа  $K_2[Cr_2O_7 \cdot nH_2O_2]$ . Через 1-2 мин происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Окислительно- восстановительные свойства пероксида водорода**

#### *а) Окисление сульфида свинца*

К раствору нитрата свинца добавить сероводородной воды. Что наблюдается? В эту же пробирку внести 10 % раствор пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие перехода сульфида свинца в белый малорастворимый сульфат свинца.

Написать уравнение реакции.

*б) Окисление йодида калия.* Поместить в пробирку раствор йодида калия, прилить разбавленный раствор серной кислоты и 3 % раствор пероксида водорода. Наблюдать изменение цвета раствора. Для какого вещества характерна появившаяся окраска?

Написать уравнение реакции.

*в) Восстановление оксида ртути(II).* Поместить в пробирку немного раствора нитрата ртути(II) и добавить раствор щелочи до выпадения осадка оксида ртути(II). Отметить цвет осадка. Добавить 3 % раствор пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие образования металлической ртути. Какой газ выделяется?

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

## «Сера»

### Опыт 1. Аллотропия серы

*а) Получение ромбической серы.* В пробирку налить немного толуола и внести в него порошок серы небольшими порциями до образования насыщенного раствора (при перемешивании стеклянной палочкой). Одну каплю раствора поместить на предметное стекло и рассмотреть под микроскопом, наблюдая рост кристаллов. Зарисовать их форму и отметить цвет. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении. Отметить растворимость серы в органических растворителях.

*б) Получение пластической серы.* Пробирку до половины ее объема наполнить мелко раздробленной серой. Нагреть ее пламенем спиртовки, наблюдая все изменения при ее плавлении (цвет, консистенция). Нагрев серу до кипения, быстро вылить ее тонкой струей в чашку с холодной водой. Вынув из воды, высушить фильтровальной бумагой. Отметить цвет и тягучесть полученной модификации серы. Сохранить ее до конца занятия, на котором рассмотреть и отметить изменение цвета и эластичности. Сохранилась ли ее тягучесть? Какая модификация серы наиболее устойчива при комнатной температуре?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Получение сульфида железа

Приготовить смесь порошков железа и серы в весовом отношении 7:4 (например, 3,5 г железа и 2 г серы). Для опыта лучше использовать мелкодисперсный порошок железа, полученный путем разложения карбонила железа  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  – карбонильное железо. Перенести смесь в пробирку, закрепить ее в лапке штатива слегка наклонно и нагреть. Реакция протекает очень бурно. Достаточно добиться лишь начала реакции (красное каление в одном месте смеси), а далее экзотермическая реакция идет самопроизвольно. В ходе реакции пары серы могут воспламеняться на воздухе (синеватое пламя), а раскален-

ные частицы железа могут гореть, разбрасывая искры. Для извлечения полученного сернистого железа, пробирку поместить в фарфоровую ступку и осторожно разбить пестиком

Написать уравнение реакции. Сделать вывод по опыту.

### **Опыт 3. Сероводород и его свойства** ☛ ☛

а) *Получение сероводорода и его горение.* Пробирку заполнить мелкими кусочками сернистого железа, закрепить в штативе. Добавить в нее концентрированной соляной кислоты (пл. 1,19 г/мл). Быстро закрыть пробирку резиновой пробкой со вставленной в нее стеклянной трубкой с узким наконечником. Поднести к отверстию трубки кусочек фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца. Что наблюдается? Выделяющийся газ зажечь у конца трубки. Над пламенем горящего газа подержать смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку. Объяснить изменение ее цвета. Поместить в пламя холодную фарфоровую чашечку и отметить появление на ней желтоватого налета.

Написать уравнения реакций: а) получения сероводорода и его обнаружения с помощью реакции с солями Pb(II) б) его полного и неполного сгорания; в) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода. Указать, какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным.

б) *Растворение сероводорода в воде.* Выделяющийся сероводород через газоотводную трубку направить в пробирку, наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнение диссоциации сероводородной кислоты, выражения констант диссоциации по первой и второй ступени и их значения.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Получение малорастворимых сульфидов**

В две пробирки внести: в первую – раствор сульфата марганца(II), во вторую – раствор нитрата свинца. В каждый раствор добавить немного сульфида аммония или сульфида натрия (этот раствор должен быть бесцветным, но на свету при хранении он часто желтеет из-за образования полисульфидов). Наблюдать выпадение осадков сульфида марганца и сульфида свинца. К полученным осадкам прибавить раствор разбавленной азотной кислоты. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде?

В две другие пробирки с растворами тех же солей марганца и свинца добавить немного свежеприготовленной сероводородной воды (насыщенный раствор сероводорода в воде, хранится в герметичной склянке в вытяжном шкафу). В каком случае образование осадка не наблюдалось? Почему?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения сульфидов марганца и свинца. Указать их цвет. Написать уравнение реакции растворения  $MnS$  в кислоте. Пользуясь величинами ПР (Таблица 4 Приложения), а также правилом произведения растворимости, объяснить: а) различные результаты действия  $H_2Si$  ( $NH_4$ )<sub>2</sub>S/ $Na_2S$  на соль марганца; б) образование осадка  $PbS$  в обоих случаях.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 5. Получение диоксида серы и его растворение в воде**

В пробирку поместить немного кристаллического сульфита натрия, добавить 4н раствор серной кислоты и быстро закрыть пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся газ пропустить в колбочку, заполненную дистиллированной водой и в пробирку с нейтральным раствором лакмуса. Если выделение газа идет недостаточно энергично пробирку с реагентами осторожно подогреть. Полученный раствор  $SO_2$  в воде

сохранить для следующего опыта. На какие свойства водного раствора  $\text{SO}_2$  указывает окраска лакмуса?

Написать уравнения реакций получения сернистого газа, его взаимодействия с водой, протекающего с образованием гидрата  $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Написать уравнения ступенчатой диссоциации сернистой кислоты, выражения для констант диссоциации и их значения.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Окислительно- восстановительные свойства диоксида серы**

В две пробирки, одна из которых заполнена сероводородной водой, а другая – йодной водой, добавить немного водного раствора диоксида серы. Отметить происходящие изменения в растворах. Написать уравнения соответствующих реакций и указать, какие свойства проявляет диоксид серы в том и другом случае.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Дегидратирующие свойства серной кислоты**

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись разбавленным раствором серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем спиртовки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте? Написать уравнение протекающей реакции.

Эту реакцию можно использовать как основу для симпатических (невидимых) чернил (чернила, записи которыми на бумаге являются изначально невидимыми и становятся видимыми только при определенных условиях (нагрев, освещение, химический проявитель).

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 8. Взаимодействие серной кислоты с металлами**

*а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами.* В три пробирки внести разбавленный раствор серной кислоты и по кусочку металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки. В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

*б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью* ☛ В тигель поместить 1–2 кусочка медной стружки (можно использовать и порошок меди) и прилить концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/мл). Тигель нагреть на асбестовой сетке небольшим пламенем спиртовки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. Содержимое тигля выпарить, охладить и растворить, прибавив в тигель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество фильтрата в чистую пробирку. Отметить окраску фильтра. Для какого иона характерна эта окраска?

Написать уравнения реакций и указать, какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем.

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 9. Тиосульфат натрия и его свойства** ☛

*а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде.* Внести в пробирку раствор тиосульфата натрия и прилить разбавленную серную кислоту. Отметить выпадение осадка серы. По запаху определить, какой газ выделился.

Привести графическую формулу тиосульфата натрия. Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

*б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия.* В две пробирки внести: в первую – бромную воду, во вторую – йодную воду. В обе пробирки добавить по несколько капель тиосульфата натрия до обесцвечивания растворов.

Написать уравнения реакций, учитывая, что бром окисляет тиосульфат до сульфата (выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции). Йод окисляет тиосульфат до тетрагидротетратионата  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ . В какую степень окисления переходит при этом бром и йод? Может ли хлорная вода окислить тиосульфат натрия? Ответ мотивировать.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Окислительные свойства пероксодисульфатов**

*а) Окисление йодида калия.* В пробирку с подкисленным раствором йодида калия прибавить столько же свежеприготовленного раствора пероксодисульфата калия или аммония. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции. Рассчитать ЭДС реакции (Таблица 6 Приложения).

*б) Окисление сульфата хрома(III).* В пробирку с растворами сульфата хрома(III) и серной кислоты добавить 1–2 капли нитрата серебра в качестве катализатора и нагреть раствор. В горячий раствор внести 2–3 кристаллика пероксодисульфата калия или аммония и снова нагреть смесь до изменения окраски.

Написать графическую формулу пероксодисульфат-иона. Составить уравнение реакции и рассчитать ее ЭДС (Таблица 6 Приложения).

Сделать выводы по опыту.

## **«Азот»**

### **Опыт 1. Получение аммиака и его свойства** ☛ ☞

Поместить в фарфоровую чашечку немного хлорида аммония и гашеной извести. Стеклопалочкой тщательно перемешать смесь и небольшое ее количество поместить в пробирку. Пробирку укрепить в штативе, закрыв пробкой с газоотводной трубкой, и нагреть. Отметить запах аммиака. Поднести к отверстию газоотводной трубки поочередно 1) стеклянную палочку, смоченную концентрированной соля-

ной кислотой, 2) влажную красную лакмусовую бумажку, 3) влажную фенолфталеиновую бумажку.

Пропустить аммиак в пробирку с водой, закрыть ее пробкой и сохранить для следующего опыта. Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака**

Полученный водный раствор аммиака (аммиачная вода) поместить в две пробирки. В одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить окраску раствора. На присутствие каких ионов она указывает? Добавить в раствор немного кристаллического хлорида аммония и размешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски? Почему? К раствору аммиака во второй пробирке добавить раствор сульфата алюминия. Отметить исчезновение запаха аммиака.

Написать: а) схему равновесий в водном растворе аммиака; б) молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата алюминия с водным раствором аммиака. Указать, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония, сульфата алюминия? Как при этом изменяется концентрация компонентов данной равновесной системы:  $\text{OH}^-$ -иона,  $\text{NH}_4^+$ -иона,  $\text{NH}_3$ ? В каком направлении сместится равновесие данной системы при добавлении соляной кислоты? Почему?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака**

а) *Восстановление оксида меди.* Прокалить медный предмет (проволоку, пластинку) в пламени спиртовки так, чтобы он покрылся слоем оксида меди. Опустить в пробирку с нашатырным спиртом (10 % водный раствор аммиака). Что наблюдается? Если опыт повторять несколько раз, то нашатырный спирт в пробирке окрасится в синий цвет.

Насыпать в фарфоровую чашечку немного хлорида аммония («нашатырь»). Раскаленным медным изделием коснут-

ся соли. Что происходит? Как изменился внешний вид медного предмета? Что из себя представляет белый дым?

Способностью соединений меди вступать в реакцию с нашатырным спиртом пользуются с очень давних времен. Нашатырным спиртом очищают до блеска медные и латунные предметы (для большего эффекта нашатырный спирт смешивают с мелом, который механически оттирает грязь и адсорбирует загрязнения из раствора). Нашатырь применяют при паянии, для очистки окисленного медного «жала» паяльника (окисленный слой теряет способность удерживать на своей поверхности оловянный припой).

*б) Восстановление перманганата калия.* Внести в пробирку немного раствора перманганата калия и добавить концентрированный (~25 %) раствора аммиака (раствор хранится в склянке с плотной крышкой в вытяжном шкафу). Слегка подогреть раствор до изменения окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до свободного азота.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Гидролиз солей аммония**

Приготовить водные растворы хлорида аммония, нитрата аммония и ацетата аммония путем растворения сухих солей в дистиллированной воде. Измерить рН полученных растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде. Написать выражение для константы гидролиза иона аммония и рассчитать ее.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 5. Качественная реакция на $\text{NH}_4^+$ -ион

На внутреннюю поверхность крышки чашки Петри поместить влажную фенолфталеиновую и красную лакмусовую бумажку. В нижнюю часть (доньшко) чашки Петри поместить немного исследуемого раствора и прибавить к нему раствор щелочи. Быстро накрыть доньшко крышкой и подождать какое-то время. Как изменяется окраска индикаторной бумаги. Почему?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций. Можно ли этой реакцией обнаружить  $\text{NH}_4^+$ -ион в присутствии солей  $\text{K}^+$  и  $\text{Na}^+$ ?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 6. Получение оксида и диоксида азота и исследование их свойств

В кристаллизатор налить воды. Пробирку наполнить водой, закрыть отверстие пальцем и, перевернув вверх дном, поместить в кристаллизатор. Открывая под водой пробирку, следить, чтобы вода из нее не вылилась, и в нее не проник воздух.

В колбу Вюрца с газоотводной трубкой, закрепленную в штативе, поместить кусочки медной стружки (или порошок меди), добавить немного азотной кислоты 1:1 (пл. 1,12 г/мл) и быстро закрыть пробкой. Если реакция идет недостаточно энергично слегка подогреть содержимое колбы на спиртовке. Газоотводную трубку опустить в кристаллизатор и подвести под пробирку с водой. Заполнив пробирку выделяющимся газом примерно на  $\frac{3}{4}$  ее объема (в пробирке должна остаться вода), закрыть ее под водой пальцем, и вынув из воды, перевернуть дном вниз. Открыв отверстие пробирки, наблюдать побурение бесцветного газа (пробирку держать на белом фоне.) Закрыв пробирку пальцем, встряхнуть ее несколько раз до полного поглощения водой полученного бурого газа. Снова открыть пробирку и наблюдать побурение газа вторично и его растворение в воде при встряхивании.

К полученному в пробирке раствору прибавить немного нейтрального раствора лакмуса. Отметить изменение окраски и сделать вывод о реакции среды в растворе. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Оксид азота(III) и соли азотистой кислоты**

*а) Получение оксида азота(III) и его разложение.*

Поместить в пробирку немного охлажденного насыщенного раствора нитрита калия и добавить к нему немного концентрированной серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски  $N_2O_3$  (пробирку держать на белом фоне). Объяснить образование над раствором бурого газа. Написать уравнения всех протекающих реакций.

*б) Восстановительные и окислительные свойства нитритов.* В три пробирки внести: в первую – йодид калия, во вторую – перманганат калия, в третью – бихромат калия. Во все пробирки добавить немного разбавленного раствора серной кислоты и раствора нитрита калия. Если реакции протекают медленно, пробирки подогреть. Отметить изменение окраски растворов в каждом случае.

Написать 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? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства? Любой из указанных выше опытов можно использовать в качестве реакции открытия иона  $NO_2^-$  в присутствии иона  $NO_3^-$  (в отсутствие других восстановителей и окислителей).

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты** ☛

Внести в одну пробирку немного концентрированной азотной кислоты и маленький кусочек медной стружки (или порошок меди). В другую пробирку внести немного раствора азотной кислоты (1:1) и также кусочек медной стружки (или порошок). Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различие течения реакций в обоих случаях. Какой газ выделяется в первой пробирке, а какой во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакций?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Окислительные свойства нитратов** ☛

В фарфоровый тигель поместить немного раствора нитрата калия и концентрированного раствора щелочи. Добавить немного порошка алюминия. Поместить тигель на асбестовую сетку и осторожно нагреть раствор (не кипятить!). В пары над тиглем внести влажную красную лакмусовую бумажку (или фенолфталеиновую). По изменению их цвета убедиться в выделении аммиака. Этот опыт может служить реакцией открытия иона  $\text{NO}_3^-$  (в отсутствие ионов  $\text{NO}_2^-$  и  $\text{NH}_4^+$ ).

Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции окисления алюминия нитратом калия в щелочной среде, учитывая, что алюминий в сильнощелочной среде окисляется с образованием иона  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ .

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Термическое разложение нитратов** ☛ ☼

*а) Разложение нитрата калия.* В пробирку поместить немного кристаллического нитрата калия, укрепить в штативе вертикально и нагреть на пламени спиртовки до плавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющий уголек. Что наблюдается? Продолжить нагревание до полного прекращения выделения пузырьков газа. Доказать

образование нитрита калия при разложении нитрата. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Эту реакцию можно использовать в качестве основы занимательного опыта «Огонь-художник». Для этого на лист бумаги концентрированным раствором нитрата калия нанести рисунок. Его надо делать одной непрерывной линией без пресечений. От контура рисунка тем же раствором следует провести к краю бумаги линию, отметив ее конец карандашом. Когда бумага высохнет, рисунок станет невидимым. Теперь, если прикоснуться тлеющей спичкой к карандашной метке, бумага по линиям рисунка будет медленно сгорать за счет кислорода нитрата калия, и огонек, передвигаясь по контуру рисунка, «проявит» его.

*б) Разложение нитрата свинца.* В пробирку поместить немного сухого нитрата свинца и осторожно нагреть. Определить по цвету один из выделяющихся газов (кроме кислорода). Какое вещество осталось в пробирке? Указать его цвет и написать формулу. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца.

*в) Разложение нитрата серебра.* В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра и осторожно нагреть. Отметить окраску выделяющихся газообразных продуктов и сухого остатка в пробирке. Написать уравнение реакции разложения нитрата серебра.

Сделать выводы по опыту.

## «Фосфор»

### Опыт 1. Превращение красного фосфора

в белый ☛ ☼

В сухую пробирку насыпать немного порошка сухого красного фосфора. Поскольку красный фосфор часто хранят в герметичной таре под слоем воды (для предотвращения его окисления и возгорания), то перед проведением опыта его необходимо осушить, промокнув небольшое количество влажного порошка между листами фильтровальной бумаги). Не-

плотно закрыть пробирку ватным тампоном с прикрепленной к нему нитью, закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть на спиртовке, так чтобы фосфор постепенно превращался в пар (возгонялся). При конденсации паров на стенках пробирки образуются белые или слегка желтоватые капли белого фосфора. Потянуть за нить и быстро удалить тампон. Наблюдать самовоспламенение белого фосфора на воздухе.

В чем отличие в строении молекул белого и красного фосфора? Как это сказывается на их свойствах? Какие меры предосторожности необходимо соблюдать при работе с белым фосфором?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Окисление красного фосфора йодом** ☞ ☼

Сухую смесь порошка красного фосфора и йода, (соотношение фосфор: йод = 1:6 по массе) поместить в сухую пробирку. Закрыв пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить ее в штативе и нагревать в течение 2-3 мин. Что наблюдается? К полученному продукту прилить немного воды. Проверить действие выделяющегося газа на влажную лакмусовую бумагу. Объяснить наблюдаемое. Составить уравнения реакции.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Окисление красного фосфора кислородом** ☞ ☼

Поместить в ложечку для сжигания немного порошка красного фосфора. Поджечь его пламенем спиртовки и быстро внести горящий фосфор в большую коническую колбу. Что наблюдается? По окончании опыта смыть водой образовавшийся на стенках колбы налет и сохранить полученный раствор для последующих опытов.

Написать уравнение реакции горения красного фосфора на воздухе. Сделать выводы по опыту.

#### Опыт 4. Гидратация фосфорного ангидрида

К раствору, полученному в предыдущем опыте, прилить водный нейтральный раствор лакмуса. Как изменится его окраска? Почему? Какие продукты образуются?

К раствору, полученному в предыдущем опыте, прилить для нейтрализации аммиачную воду и прибавить небольшое количество раствора нитрата серебра. Что наблюдается?

Для качественного обнаружения различных оксофосфат(V)-ионов можно использовать сведения об окраске солей серебра, осаждающихся в нейтральной среде:  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  (ортофосфат серебра) – желтого цвета,  $\text{AgPO}_3$  (метафосфат серебра) и  $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$  (пирофосфат серебра) – белого. Учесть, что при горении фосфора на воздухе может происходить образование и некоторого количества оксида фосфора (III), при гидратации которого получается фосфористая кислота (сильный восстановитель). Какая реакция протекает при взаимодействии фосфит-иона с солями серебра?

Написать уравнения всех реакций. Сделать выводы по опыту.

#### Опыт 5. Получение ортофосфорной кислоты ☛ ☼

Внести в пробирку небольшое количество красного фосфора и прибавить немного концентрированной азотной кислоты. Нагреть пробирку до начала выделения газа. Провести характерную реакцию на орто-фосфат-ион с молибденовой жидкостью. Для этого в пробирку внести немного молибденовой жидкости (раствор молибдата аммония в азотной кислоте), прибавить полученный в опыте раствор и нагреть. Выпадение ярко-желтого кристаллического осадка подтверждает наличие в растворе орто-фосфат ионов.

Написать: а) уравнение реакции получения ортофосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется оксид азота (II); б) уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты; в) уравнение реакции обнаружения фосфат-иона действием молибденовой жидкости.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 6. Фосфаты некоторых металлов

а) *Получение гидрофосфата кальция.* Внести в пробирку понемногу растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) *Осаждение фосфата железа(III) и алюминия в присутствии ацетата натрия.* В две пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида железа(III), во вторую – сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок растворы ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвета выпавших осадков.

В данном случае в растворах солей алюминия и железа (III), забуференных ацетатом натрия, получают средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 7. Гидролиз ортофосфатов

В три пробирки прилить немного раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить немного кристаллического фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке. На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия?

Написать уравнение ступенчатого гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной форме. Рассчитать ступенчатые константы гидролиза.

Кислотность раствора  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  обусловлена тем, что из двух реакций:  $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$  и  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$  первая – диссоциация  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  – иона – протекает более интенсивно, чем гидролиз этого иона. Подтвердить это

расчетом, используя константы диссоциации фосфорной кислоты (Таблица 2 Приложения).

Сделать выводы по опыту.

## «Углерод»

### Опыт 1. Адсорбционные свойства угля

*а) Адсорбция красящих веществ из раствора.* В пробирку до половины ее объема налить светло-розовый раствор фуксина. Внести в раствор немного порошка активированного угля. Плотнo закрыть пробирку пальцем и энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Дать раствору отстояться и отметить его обесцвечивание.

*б) Адсорбция ионов из раствора.* В пробирку прилить ~1 мл очень разбавленного раствора нитрата свинца. Добавить к нему несколько капель разбавленного раствора йодида калия. Наблюдать выпадение осадка йодида свинца (пробирку с полученным осадком сохранить для сравнения). В другую пробирку налить того же раствора нитрата свинца и внести небольшое количество порошка активированного угля. Закрыв отверстие пробирки пальцем, энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Отделить жидкость от угля путем фильтрования. Добавить к 1 мл фильтрата несколько капель раствора йодида калия. Описать наблюдаемое. Сравнить количество осадка йодида свинца, полученного в первом и втором случае. Чем объяснить различие?

Что такое адсорбция? Что такое «активированный уголь»? Почему он является хорошим адсорбентом? Где на практике используются адсорбционные свойства угля?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Восстановление углем серной

кислоты  

В пробирку прилить немного концентрированной серной кислоты и поместить маленький кусочек угля, нагреть ее на спиртовке. Наблюдать выделение пузырьков газа. Написать

уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до диоксида углерода. Какое вещество восстановилось?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Получение оксида углерода(II) и его горение**

В круглодонную микроколбочку внести растворы концентрированной серной кислоты и муравьиной кислоты  $\text{HCOOH}$ . Закрывать колбу пробкой с прямой газоотводной трубкой и укрепить в штативе вертикально. Подогреть смесь пламенем спиртовки и осторожно поджечь выделяющийся газ (смесь  $\text{CO}$  с воздухом взрывчата). Отметить цвет пламени.

Написать уравнения реакций получения оксида углерода (II) и его горения.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Восстановительные свойства оксида углерода (II)**

Приготовить раствор  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ , для чего в пробирку внести небольшое количество раствора нитрата серебра и 2 н раствора едкого натра. Выпавший осадок оксида серебра растворить в 25 % растворе аммиака.

Получить оксид углерода, как указано в опыте 3. Микроколбочку с реакционной смесью укрепить в штативе, закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с раствором комплексного соединения серебра. Реакционную смесь слегка подогреть и выделяющийся газ пропускать в раствор до выделения металлического серебра в коллоидном состоянии.

Написать уравнения реакций: а) получения оксида серебра взаимодействием нитрата серебра с едким натром, б) образования комплексного соединения серебра при взаимодействии оксида серебра с аммиаком, в) восстановления серебра из его комплексного соединения оксидом углерода (II).

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 5. Получение диоксида углерода и его растворение в воде** ☞ ✿

В пробирку положить небольшой кусочек мрамора. Укрепив пробирку в штативе вертикально, внести в нее соляную кислоту (1:1). Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустить в пробирку с нейтральным раствором лакмуса и пропускать газ 2–3 минуты. Отметить изменение окраски лакмуса.

Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода, а также выражения и числовые значения констант диссоциации угольной кислоты. Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щелочи? Кислоты? Указать причину смещения равновесия в каждом случае.

Некоторые кислоты настолько безвредны, что мы их свободно поглощаем, – например, уксусная, лимонная и, особенно, угольная кислота, содержащаяся в минеральных водах, газированной воде. Кусочек лакмусовой бумаги, погруженный в газированную воду, покажет присутствие в ней кислоты. Если прокипятить немного газированной воды в пробирке и проверить ее при помощи лакмусовой бумаги, то лакмусовая бумага своего цвета не изменит.

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 6. Малорастворимые карбонаты некоторых металлов**

*а) Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в уксусной кислоте.* В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия. Дать растворам отстояться и, слив надосадочную жидкость, добавить к осадкам немного уксусной кислоты. Что наблюдается? Отметить выпадение осадков, их цвет и растворение в уксусной кислоте, сопровождающееся выделением газа. Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) *Образование гидрокарбонатов некоторых металлов.* К растворам солей магния, кобальта и кадмия добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадков гидрокарбонатов указанных металлов и их цвет. Вследствие какой реакции произошло их образование? Написать соответствующие уравнения в молекулярной и ионной форме.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия**

В две пробирки прилить нейтральный раствор лакмуса. В одну из пробирок добавить раствор карбоната натрия, в другую – такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза первой и второй соли. Рассчитайте константы гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 8. Влияние иона $\text{CO}_3^{2-}$ на гидролиз некоторых солей**

К раствору соли железа (III) добавить раствор карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование осадка. Написать уравнение реакции полного гидролиза. Почему присутствие иона  $\text{CO}_3^{2-}$  приводит к усилению гидролиза солей Fe(III)?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Термическое разложение карбонатов** ☞ ☼

В две пробирки внести небольшие количества сухих солей: в первую – карбоната гидроксомеди, во вторую – карбоната кальция. Пробирку с солью меди укрепить в штативе в слегка наклонном положении отверстием вниз. Закрыть ее пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с известковой водой. Пробирку нагревать маленьким пламенем спиртовки. Что происходит с из-

вестковой водой? Чем объяснить это явление? Каков состав образовавшегося осадка?

Написать уравнения реакций разложения карбоната гидроксомеди при нагревании и взаимодействия выделяющегося газа с известковой водой.

Аналогичный опыт повторить с солью кальция. Прокаливание  $\text{CaCO}_3$  вести более энергично и продолжительнее. Наблюдать соответствующие явления. Отметить различие в термической устойчивости солей.

Написать уравнения реакций.

Термическую неустойчивость карбонатов можно использовать для проведения занимательного опыта «Фараонова змея». Для этого на тарелку конусом насыпать песок, пропитанный этиловым спиртом. В верхней части конуса сделать углубление, в которое всыпать смесь ~2 г бикарбоната натрия и ~13 г сахарной пудры, предварительно хорошо растертой в фарфоровой ступке. Спирт поджечь и через некоторое время из конуса начнет выползать черная «змея», которая вспучивается углекислым газом, образованным при разложении бикарбоната натрия, и выталкивается парами воды и углекислого газа. Тело «змеи» непрочно – прикоснись к нему, и «змея» рассыплется. Чем дольше горит спирт, тем длиннее получается «змея».

Сделать выводы по опыту.

## «Кремний»

### Опыт 1. Получение силицида магния, силана и кремния



Поместить на бумагу в соотношении 1:4 диоксид кремния (кварцевый песок) и порошок магния, тщательно перемешать стеклянной палочкой и перенести смесь в пробирку. Закрепить пробирку в штативе и нагреть сначала всю пробирку, а затем лишь ту ее часть, где находится смесь. Заметив сильное разогревание смеси (красное каление), спиртовку отста-

вить. После охлаждения пробирку поместить в фарфоровую ступку, разбить пестиком и вынуть спекшуюся массу.

Приготовить чашку Петри с небольшим количеством раствора соляной кислоты (1:1) и бросить в него небольшие кусочки полученной массы, состоящей из кремния, оксида магния и силицида магния. Отметить самовоспламенение выделяющегося при реакции силана и образование белого дыма.

Написать уравнения реакций: а) восстановления диоксида кремния магнием с образованием силицида магния или кремния, б) взаимодействия силицида магния с хлороводородной кислотой, в) горения силана.

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Получение кремниевой кислоты и силикагеля**

В химический стаканчик налить концентрированный раствор силиката натрия («силикатный клей», «жидкое стекло») и прибавить к нему раствор соляной кислоты (1:1). Наблюдать образование геля кремниевой кислоты.

Написать уравнение реакции получения кремневой метакислоты  $H_2SiO_3$  (данная формула является условной, действительный состав кремневых кислот более сложный и может быть выражен формулой  $xSiO_2 \cdot yH_2O$ ).

Для получения силикагеля (высушенный гель кремниевой кислоты) хорошо промыть осадок кремниевой кислоты методом декантации, отфильтровать через бумажный фильтр, перенести в фарфоровую чашечку и высушить в сушильном шкафу при 150–200°C.

Написать уравнение происходящей реакции. Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 3. Адсорбирующие свойства силикагеля**

Поместить в пробирку немного раствора сульфата тетраамминмеди(II). В раствор всыпать измельченный силикагель, полученный в предыдущем опыте, или растертые в ступке гранулы промышленного образца силикагеля. Закрывать пробирку пальцем и, энергично встряхивая, перемешать раствор.

Наблюдать окрашивание силикагеля и ослабление окраски раствора вследствие адсорбции силикагелем ионов  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

Дать раствору отстояться, слить его с силикагеля или удалить пипеткой. Силикагель промыть 2–3 раза дистиллированной водой, отметить его цвет. Добавить немного соляной кислоты. Наблюдать обесцвечивание силикагеля.

С чем связана хорошая адсорбционная способность силикагеля? Где это находит практическое применение?

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Соли кремниевой кислоты**

*а) Получение силиката натрия.* Поставить тигель на фарфоровый треугольник, положить в него пинцетом кусочек едкого натра. Нагреть тигель до полного расплавления щелочи (т.пл.  $323^\circ\text{C}$ ). В расплавленную массу внести немного прокаленного силикагеля и снова нагреть массу до полного расплавления.

Чтобы убедиться, что получилась действительно соль кремниевой кислоты, провести следующий опыт. Тигель охладить, прибавить в него немного дистиллированной воды и тщательно перемешать стеклянной палочкой. Небольшое количество полученного раствора перенести в пробирку, прибавить равный объем разбавленного раствора соляной кислоты и нагреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить образование геля кремневой кислоты.

Написать уравнения реакций получения силиката натрия и кремниевой метаакислоты.

*б) Получение малорастворимых солей кремневой кислоты.* В четыре пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – нитрата кобальта, в третью – нитрата свинца и в четвертую – сульфата меди. Добавить в каждую пробирку раствор силиката натрия. Отметить цвета осадков. Написать уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 5. Гидролиз силиката натрия**

В две пробирки внести понемногу раствора силиката натрия. В одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить появление окраски. На избыток какого иона это указывает? Во вторую пробирку добавить немного раствора хлорида аммония. Отметить наблюдаемое и объяснить различие в степени гидролиза силиката натрия в чистой воде и в присутствии хлорида аммония.

Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза для обоих случаев. Присутствие какого иона увеличило степень гидролиза во втором случае? Как уменьшить гидролиз силиката натрия?

Сделать выводы по опыту.

## **«Бор»**

### **Опыт 1. Получение борной ортокислоты**

В пробирку с небольшим количеством горячего насыщенного раствора буры внести несколько капель концентрированной  $H_2SO_4$ . Отметить быстрое выпадение кристаллов ортоборной кислоты.

Написать уравнение реакции получения борной кислоты из тетрабората натрия и серной кислоты. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Написать структурную формулу этой кислоты.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Кислотные свойства борной ортокислоты**

В трех пробирках с небольшим количеством дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты (растворимость в воде 4,7 г/100 мл при 20°C и 19,1 г/100 мл при 80 С). В одну из пробирок прибавить раствор нейтрального лакмуса. Отметить изменение его окраски. В другую пробирку внести немного порошка (стружек) магнезия. Отметить выделение газа. В третью пробирку опустить полоску универсальной индикаторной бумаги

и сравнить ее окраску с окраской эталонной шкалы. Сделать вывод о pH борной кислоты в полученном растворе.

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия борной кислоты с магнием; б) диссоциации борной кислоты; в) выражение и величину константы диссоциации борной кислоты по первой ступени (Таблица 2 Приложения).

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Характерные реакции борной кислоты**

а) *Окрашивание пламени.* Насыпать небольшое количество борной кислоты на предметное стекло. Раскалить в пламени спиртовки нихромовую проволочку, опустить ее в порошок борной кислоты (т.пл. 171°C) и вновь внести в пламя (в самую горячую 800°C бесцветную часть пламени). Какую окраску пламени придает борная кислота?

б) *Получение и горение борноглицеринового эфира.* В ушко нихромовой проволочки взять несколько кристалликов борной кислоты, смочить ее каплей концентрированной серной кислоты и каплей глицерина. Внести в пламя спиртовки. Наблюдать интенсивно зеленое окрашивание пламени.

Написать уравнения: а) образования борной кислоты; б) получения глицеринового эфира взаимодействием глицерина и борной кислоты; в) горения эфира.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Получение борного ангидрида**

Металлическую пластинку (железную или алюминиевую) укрепить в зажиме штатива. На край ее положить немного борной кислоты. Маленьким пламенем спиртовки нагреть пластинку до обезвоживания борной кислоты и прекращения вспучивания массы. Полученный стекловидный расплав поддеть стеклянной палочкой и потянуть. Наблюдать вязкость борного ангидрида (т.пл. 450°C). Отставить спиртовку. Дать железной пластинке охладиться и снять с нее полученный борный ангидрид. Перенести его в пробирку и растворить в небольшом количестве воды. Опустить в раствор синюю

лакмусовую бумажку. Наблюдать ее покраснение. Измерить рН полученного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Написать уравнение реакции разложения борной кислоты. Написать уравнение реакции взаимодействия борного ангидрида с водой.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Гидролиз тетрабората натрия**

В пробирку с нейтральным раствором лакмуса добавить раствор буры. Как изменилась окраска лакмуса?

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой степени гидролиза образуется борная ортокислота и метаборат натрия  $\text{NaBO}_2$  и по второй степени – борная ортокислота и едкий натр.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Получение малорастворимых боратов**

В три пробирки внести понемногу насыщенного раствора буры и добавить понемногу растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная ортокислота: выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке – метаборат серебра, во второй – метаборат гидроксомеди, в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 7. Получение перлов буры

Борнокислые соли некоторых металлов характерно окрашены, и их растворы в расплавленной буре после охлаждения образуют цветные стекла, которые называют перлами. На этом свойстве буры основано ее применение при производстве легкоплавкой глазури для фаянсовых и фарфоровых изделий для чугунной посуды (эмаль) и специальных сортов стекла. Цвет перла зависит от того, в окислительном (верхняя зона пламени) или восстановительном пламени (нижняя и средняя зона) он был получен, а также от того, горячий перл или остывший. На интенсивность окраски и цвет перла также влияет количество металла, который в нем содержится.

*а) Получение перла  $Co(BO_2)_2$ .* Несколько кристалликов буры положить на предметное стекло и рядом на некотором расстоянии немного растертого в порошок нитрата кобальта. Нагреть в пламени спиртовки нихромовую проволочку с ушком на конце и коснуться ею кристалликов буры. Снова нагреть проволочку с кристалликами буры до сплавления их в прозрачную стекловидную массу (т.пл. буры  $741^\circ C$ ). Слегка охлажденной каплей осторожно коснуться порошка нитрата кобальта, чтобы захватить очень небольшое количество соли. Затем снова нагреть проволочку в пламени спиртовки до получения однородной массы. Охладить перл и отметить его окраску.

Написать уравнения реакции разложения тетрабората натрия на метаборат натрия и борный ангидрид, и взаимодействия борного ангидрида с нитратом кобальта, протекающего с образованием метабората кобальта и оксида азота (V). Написать общее уравнение реакции взаимодействия буры с нитратом кобальта.

После опыта нихромовую проволочку следует очистить, для чего легким постукиванием раздробить перл, промыть проволоку в соляной кислоте и прокалить в пламени спиртовки.

б) *Получение перла  $Cr(VO_2)_3$* . Повторить предыдущий опыт, заменив нитрат кобальта сульфатом хрома. Охладить перл и отметить его окраску.

Написать уравнения реакций: разложения тетрабората натрия и взаимодействия борного ангидрида с сульфатом хрома. Написать общее уравнение реакции взаимодействия сульфата хрома с бурой. Очистить проволочку, как указано выше.

Сделать выводы по опыту.

## «Щелочные металлы»

**Все опыты с щелочными металлами проводить в вытяжном шкафу с использованием средств индивидуальной защиты (перчатки, очки или маска). Остатки металлов после опыта растворить в этаноле и вылить в канализацию.**

### Опыт 1. Взаимодействие лития и натрия

с водой ☞ ☼

Налить в кристаллизатор воды. Осторожно пинцетом извлечь кусочек металлического натрия из банки, где он хранится под слоем керосина, поместить на фильтровальную бумагу, отрезать скальпелем небольшой кусочек и очистить его поверхность от «корочки». (Каков ее возможный состав?). Поместить кусочек металлического натрия в кристаллизатор с водой. Что наблюдается? Почему? Доказать образование щелочи в растворе, добавив в него раствор фенолфталеина. Аналогичный опыт проделать с металлическим литием.

Написать уравнения реакций взаимодействия лития и натрия с водой. Сравнить и теоретически обосновать различие в химической активности этих металлов.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Пероксид натрия

*а) Взаимодействие пероксида натрия с водой*

В пробирку внести немного порошка пероксида натрия, добавить дистиллированной воды и размешать стеклянной

палочкой. Доказать присутствие в полученном растворе щелочи, добавив в него одну каплю раствора фенолфталеина.

Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с водой.

*б) Окислительные свойства пероксида натрия*

Внести в тигель три микрошпателя пероксида натрия, два микрошпателя карбоната натрия и немного (на кончике микрошпателя) растертого в порошок сульфата хрома. Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой, нагреть тигель на спиртовке до сплавления смеси. Охладить тигель на воздухе, добавить в него дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой содержимое тигля, дать смеси отстояться и перелить раствор в пробирку. Отметить цвет образовавшегося раствора.

Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с сульфатом хрома в присутствии карбоната натрия, учитывая, что при этом выделяется диоксид углерода.

*в) Восстановительные свойства пероксида натрия*

Внести в пробирку раствор перманганата калия, добавить немного порошка пероксида натрия и перемешать. Отметить выделение газа и появление бурого осадка.

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Карбонат и гидрокарбонат натрия**

*а) Реакция среды в растворе карбоната и гидрокарбоната натрия*

Внести в три пробирки немного дистиллированной воды. В каждую из них прибавить такое же количество нейтрального раствора лакмуса. В первую пробирку внести небольшое количество кристаллов карбоната натрия, во вторую – такое же количество гидрокарбоната натрия. Третью пробирку оставить для сравнения. Перемешать растворы стеклянной палочкой. Сравнить окраску лакмуса в растворах солей с его окраской в третьей пробирке. Все три пробирки сохранить в качестве контрольных для следующего опыта.

Какая среда и почему в растворе карбоната натрия? В растворе гидрокарбоната натрия? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций.

*б) Термическое разложение гидрокарбоната натрия* ●

Поместить в тигель немного порошка гидрокарбоната натрия, поставить тигель на спиртовку и прокалывать содержимое в течение 10–15 минут. Охладить тигель на воздухе, внести в него дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой и налить раствор в две пробирки. Доказать, что в растворе находится соль угольной кислоты. Для этого в первую из пробирок добавить раствор соляной кислоты. Какой газ выделяется? Во вторую пробирку к полученному раствору прибавить такое же количество нейтрального лакмуса. Сравнить окраску лакмуса в полученном растворе с окраской растворов в контрольных пробирках, оставшихся после предыдущего опыта. По окраске лакмуса определить, какая соль находится в растворе – карбонат или гидрокарбонат?

Написать уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия при нагревании. Где эта реакция находит практическое применение?

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Малорастворимые соли щелочных металлов**

*а) Микрокристаллоскопическая реакция на ион калия (получение кристаллов  $KHC_4H_4O_6$ )*

На предметное стекло поместить по одной капле исследуемого раствора соли калия и раствора гидротартрата натрия  $NaHC_4H_4O_6$ . Появление осадка можно ускорить потиранием стеклянной палочкой.

Написать уравнение реакции. Эту реакцию необходимо проводить при  $pH \approx 7$  (почему?), на холоду и при достаточно большой концентрации ионов  $K^+$  в растворе. Рассмотреть под микроскопом и зарисовать форму образующихся кристаллов. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении (Таблица 1).

*б) Реакция на ион калия (получение осадка  $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ )*

К раствору соли калия прибавляют раствор реагента  $Na_3[Co(NO_2)_6]$  и, если осадок не выпадает, дают постоять. Образуется хорошо различимый осадок ярко-желтого цвета.

Написать уравнение реакции. Реакция среды для проведения этой реакции должна быть близка к нейтральной (почему?).

*в) Получение карбоната лития*

Внести в пробирку немного раствора соли лития и добавить равный объем раствора карбоната натрия. Поместить пробирку в нагретую до кипения водяную баню и наблюдать вначале помутнение, а затем выпадение мелких кристаллов карбоната лития (растворимость  $Li_2CO_3$  в воде: 1,5 г/100 г при 0°C, 0,83 г /100 г при 75°C).

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Окрашивание пламени солями щелочных металлов**

Поместить небольшое количество хлоридов натрия, калия и лития на предметные стекла. Прокалить очищенную нихромовую проволочку в пламени спиртовки. Раскаленной проволочкой взять несколько кристаллов хлорида калия и внести в бесцветную верхнюю часть пламени спиртовки. Отметить изменение цвета пламени. Учесть, что бледно-фиолетовое пламя калия часто маскируется желтым цветом, обусловленным ничтожными примесями солей натрия.

Опыт повторить с хлоридом лития и хлоридом натрия. Перед каждым опытом проволочку следует очищать, погружая ее в концентрированную соляную кислоту и прокаливая в пламени спиртовки.

Сделать выводы по опыту.

## **«Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы»**

### **Опыт 1. Гидроксид бериллия и его свойства**

В две пробирки внести раствор соли бериллия. В каждую пробирку добавить раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Испытать отношение полученного гидроксида бериллия к соляной кислоте и к избытку раствора щелочи.

Написать уравнения реакций: получения гидроксида бериллия и его взаимодействия с кислотой и щелочью. Написать равновесия диссоциации гидроксида бериллия.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Гидролиз солей бериллия**

К раствору нейтрального лакмуса прибавить такой же объем раствора хлорида бериллия. Как изменилась окраска лакмуса? Почему?

Написать уравнение реакции.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Взаимодействие магния с водой**

В пробирку с дистиллированной водой внести не большое количество магниевой стружки. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина? Описать наблюдаемое.

Написать уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Взаимодействие магния с кислотами**

В две пробирки внести по небольшому кусочку магниевой стружки. В одну пробирку добавить немного 2 н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 2 н раствора азотной кислоты.

Что происходит с магнием? Какой газ выделяется: а) при взаимодействии магния с соляной кислотой; б) с азотной кислотой? Написать уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 5. Получение оксида магния и его взаимодействие с водой**

Взять пинцетом немного магниевой ленты или поместить в железную ложечку немного магниевой стружки и поджечь в пламени спиртовки. При горении магния излучается ослепительно-белый свет со значительной долей УФ-лучей (в прошлом яркие магниевые вспышки использовали в фотографии). Для защиты глаз необходимо использовать темные очки! Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Прибавить к содержимому тигля немного дистиллированной воды, размешать все стеклянной палочкой и перелить содержимое в пробирку. Почему жидкость мутная? Доказать образование в растворе  $Mg(OH)_2$ , добавив одну каплю фенолфталеина.

Написать уравнения реакций: образования оксида магния (жженная магnezия) при его горении и взаимодействия оксида магния с водой.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 6. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония**

Внести в две пробирки небольшое количество раствора соли магния и в каждую из них добавить понемногу раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить 2 н раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Прибавляя кислоту, отсчитыв-

вать число добавляемых капель. В другой пробирке таким же способом (помешивая стеклянной палочкой и считая добавляемые капли) растворить осадок гидроксида магния в 2 н растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребовалось большее количество реактива?

Написать уравнения реакций: получения гидроксида магния и его растворения в кислоте и в растворе соли аммония. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить растворение гидроксида магния в хлориде аммония и в соляной кислоте. В каком реактиве растворение гидроксида магния идет легче: в соляной кислоте или в растворе хлорида аммония? Почему? Растворится ли гидроксид магния при добавлении: а)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{KCl}$  ?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Некоторые малорастворимые соли магния**

#### *а) Получение карбоната гидроксида магния*

В пробирку к раствору соли магния добавить раствор соды до образования осадка карбоната гидроксида магния. Отметить выделение газа. Испытать отношение осадка к соляной кислоте.

Написать уравнения реакций получения карбоната гидроксида магния и его растворения в кислоте.

#### *б) Микрорекристаллокопическая реакция получения фосфата магния-аммония*

Поместить на предметное стекло одну каплю раствора соли магния. Добавить к ней одну каплю раствора аммиака, насыщенного хлоридом аммония, и перемешать все стеклянной палочкой. Полученный раствор должен быть прозрачным. Внести в него каплю гидрофосфата натрия. Рассмотреть образовавшиеся кристаллы двойной соли  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  в микроскоп. Зарисовать форму полученных кристаллов. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении (Таблица 1). Добавить к кристаллам полученной соли на стекле одну каплю соляной кислоты. Наблюдать растворение осадка.

Написать уравнения реакций. Сделать выводы по опыту.

## Опыт 8. Взаимодействие кальция с водой ☞ ☼

Кальций, как и щелочные металлы, хранят в закрытых банках под слоем минерального масла, но в отличие, от щелочных металлов, кальций не режется ножом, и для его измельчения можно использовать кусачки, молоток. При этом следует использовать защитную маску или очки.

Налить в кристаллизатор воды и внести в нее пинцетом маленький кусочек металлического кальция. Что наблюдается? Отличается ли реакция от аналогичных с участием натрия, лития, магния? Почему? Почему вода после реакции с кальцием становится мутной? Доказать образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Почему?

Написать уравнение реакции взаимодействия кальция с водой. Указать окислитель и восстановитель.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 9. Получение оксида и гидроксида кальция ☼

Поместить в пробирку кусочек мрамора и добавить к нему несколько капель воды. Наблюдаются ли какие-либо изменения? Внести в пробирку одну каплю фенолфталеина. Появляется ли красная окраска?

Второй кусочек мрамора поместить в сухой тигель и поставить прокалывать в горячую муфельную печь (температура около  $900^{\circ}\text{C}$ ). Через 20–25 минут тигельными щипцами перенести тигель в эксикатор и охладить его там до комнатной температуры. После охлаждения вынуть тигель и полученный оксид кальция смочить дистиллированной водой. Что наблюдается? Добавить в тигель еще воды, размешать образовавшийся гидроксид кальция и дать осадку отстояться. Немного полученного раствора перенести пипеткой в пробирку и добавить одну каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Растворим ли гидроксид кальция в воде?

Написать уравнения реакций: разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой.

Как называют насыщенный раствор гидроксида кальция в воде? Для чего он используется в лаборатории?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Карбонат и гидрокарбонат кальция** ☛ ☼

*а) Получение карбоната и гидрокарбоната кальция.* Наполнить пробирку на  $\frac{1}{2}$  ее объема известковой водой и пропускать в нее диоксид углерода из аппарата Киппа. Отметить появление осадка карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната. Как называется вода, содержащая эту соль? Раствор сохранить для следующего опыта.

Написать уравнения реакций: образования карбоната кальция при взаимодействии диоксида углерода с известковой водой и растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

*б) Устранение карбонатной «временной» жесткости воды.* Разделить полученный ранее раствор гидрокарбоната на две порции. Половину раствора кипятить до образования осадка карбоната кальция. Ко второй порции раствора добавить известковую воду. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: разрушения гидрокарбоната при кипячении и при взаимодействии с известковой водой.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 11. Карбонаты щелочноземельных металлов**

Получить осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором карбоната натрия. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее по каплям.

Написать уравнения протекающих реакций. Отметить растворимость карбонатов в кислоте.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 12. Сульфаты щелочноземельных металлов

*а) Получение сульфатов кальция, стронция и бария.*

В три пробирки внести понемногу растворов солей: в первую – соли кальция, во вторую – стронция, в третью – бария. В каждую пробирку добавить раствор сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется? Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты.

Написать уравнения реакций образования сульфатов кальция, стронция, бария и выражения произведения растворимости сульфата и карбоната бария (Таблица 4 Приложения). Объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости, почему карбонат бария растворяется в разбавленной HCl, а его сульфат не растворяется.

*б) Сравнительная растворимость сульфата и карбоната кальция.* Получить сульфат кальция, добавив к раствору хлорида кальция раствор сульфата натрия. Дать раствору отстояться и пипеткой перенести часть его в чистую пробирку. Убедитесь в полноте осаждения, добавив еще одну каплю раствора сульфата натрия. В полученный прозрачный раствор внести несколько капель раствора карбоната натрия. Что наблюдается?

Пользуясь величинами произведения растворимости, объяснить (Таблица 4 Приложения), почему раствор, после того как из него выпал осадок  $\text{CaSO}_4$ , снова образует осадок при добавлении ионов  $\text{CO}_3^{2-}$ .

*в) Микрорентгенографическая реакция получения гипса.* Поместить каплю раствора хлорида кальция на предметное стекло. Прибавить каплю разбавленного раствора серной кислоты и, дождавшись помутнения раствора, рассмотреть образовавшиеся кристаллы  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  под микроскопом. Зарисовать их. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении (Таблица 1). Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 13. Оксалаты щелочноземельных металлов**

Получить осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов.

Написать уравнения реакций: образования оксалатов щелочноземельных металлов и их растворения в HCl.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 14. Хроматы щелочноземельных металлов**

В три пробирки внести небольшое количество растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую из них добавить раствор хромата калия. Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов.

Вновь получить осадок хромата бария и испытать действие на него соляной кислоты. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций получения хроматов бария, стронция и их растворения в кислоте. Объяснить, почему хромат стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария почти нерастворим в ней, но растворяется в соляной кислоте.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 15. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов**

Поместить небольшое количество хлоридов кальция, бария, стронция на предметные стекла. Очищенной нихромовой проволочкой взять несколько кристалликов хлорида бария и внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Опыт повторить с хлоридом стронция и хлоридом кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной HCl и прокалить. Описать наблюдаемые явления.

Сделать выводы по опыту.

## «Алюминий»

### Опыт 1. Растворение алюминия в кислотах

*а) Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами*

В три пробирки внести небольшое количество 2 н растворов кислот: соляной, серной и азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминия (гранула или пластинка). Во всех ли случаях реакция протекает на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной кислотами?

*б) Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами*

Проделать опыт, аналогично опыту 1а, заменив разбавленные кислоты концентрированными: соляной (пл. 1,19 г/мл), серной (пл. 1,84 г/мл), азотной (пл. 1,40 г/мл). Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки. Отметить наблюдаемые явления. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная – до сернистого газа на холоду и частично до свободной серы при нагревании.

*в) Пассивация алюминия*

В стакан с раствором соляной кислоты опустить алюминиевую пластинку. Наблюдать выделение водорода. Вынуть алюминий из стакана, ополоснуть водой и опустить в раствор концентрированной азотной кислоты на 10 мин. Вынуть, ополоснуть водой и снова опустить в стакан с соляной кислотой. Выделяется ли водород? Растворяется ли алюминий? Что произошло с алюминием?

Написать уравнения реакций. Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Взаимодействие алюминия со щелочами**

В пробирку поместить алюминиевую пластинку и добавить немного воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку немного 2 н раствора едкого натра. Что наблюдается?

Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой.

Написать уравнения реакций. Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 3. Взаимодействие амальгамированного алюминия с водой**

При взаимодействии алюминия с солью ртути на поверхности металла образуется амальгама. Вследствие этого нарушается плотная структура защитной пленки, что дает возможность металлу проявить свою химическую активность. Алюминий начинает энергично реагировать с водой.

Пластинку алюминия очистить наждачной бумагой, промыть водой, высушить фильтровальной бумагой и опустить в пробирку с дистиллированной водой. Выделяется ли водород? Осторожно потереть поверхность алюминиевой пластинки стеклянной палочкой. Заметно ли выделение газа?

Вынуть из пробирки алюминий, вытереть его досуха, положить на кусочек фильтровальной бумаги, капнуть несколько капель раствора нитрата ртути(II). Что наблюдается? Через 2-3 мин вынуть пластинку, обсушить фильтровальной бумагой и снова опустить в пробирку с дистиллированной водой. Что наблюдается? Потереть поверхность алюминия стеклянной палочкой. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: взаимодействия алюминия с нитратом ртути (II), взаимодействия алюминия с водой.

Сделать выводы по опыту.

#### Опыт 4. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия

Хлорид-ион является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной пленки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается.

В две пробирки поместить по кусочку алюминиевой пластинки и добавить в одну из них раствор сульфата меди, а в другую – столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих случаях.

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

#### Опыт 5. Взаимодействие алюминия с неметаллами

*а) Взаимодействие алюминия с йодом.* В фарфоровую чашечку поместить по одному микрошпателью мелко растертого йода и порошка алюминия. Тщательно перемешать стеклянной палочкой. Что наблюдается? К смеси добавить несколько капель горячей дистиллированной воды. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции. Объяснить каталитическое действие воды на ход реакции.

*б) Взаимодействие алюминия с серой.* Два микрошпателя порошка алюминия и вдвое большее количество растертой в порошок серы тщательно перемешать на фильтровальной бумаге. Приготовленную смесь перенести в пробирку и укрепить ее в лапке штатива. Пламенем спиртовки нагреть пробирку в том месте, где находится смесь. Что наблюдается? Наблюдающиеся небольшие вспышки объясняются экзотермичностью процесса соединения алюминия с серой. Когда реакция закончится (вспышки прекратятся), спиртовку отставить. Полученный сульфид алюминия сохранить для последующего опыта.

Написать уравнение реакции получения сульфида алюминия.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Гидроксид алюминия и его свойства**

В две пробирки внести раствор соли алюминия и добавить раствор едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить раствор соляной кислоты, в другую – раствор едкого натра. Что происходит в обоих случаях?

Написать уравнения реакций: получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с соляной кислотой и едким натром. Указать названия полученных соединений алюминия. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия в водных растворах. Как изменяется концентрация ионов  $Al^{3+}$  и  $[Al(OH)_4]^-$  при добавлении кислоты? При добавлении щелочи?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Гидролиз солей алюминия**

#### *а) Гидролиз сульфата алюминия*

В пробирку внести раствор нейтрального лакмуса и прибавить к нему раствор сульфата алюминия. Отметить, как изменилась окраска лакмуса и объяснить причину этого изменения.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции ступенчатого гидролиза сульфата алюминия. Почему гидролиз этой соли не протекает до конца? Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?

#### *б) Гидролиз сульфида алюминия*

В пробирку с полученным ранее сульфидом алюминия добавить воды. Наблюдать выделение газа. Определить по запаху, какой газ выделяется? Какое соединение алюминия при этом получилось?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции взаимодействия сульфида алюминия с водой. Объяснить, почему в данном случае гидролиз протекает необратимо.

в) *Совместный гидролиз сульфата алюминия и сульфида аммония* ●

Внести в пробирку раствор сульфата алюминия и добавить столько же раствора сульфида аммония или сульфида натрия). Отметить, выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение сероводорода.

Написать уравнение реакции совместного гидролиза двух солей. Почему в данном случае гидролиз протекает до конца? Произойдет ли в водном растворе аналогичная реакция, если сульфид аммония заменить сульфидом натрия? Возможно ли реакцией обмена между двумя соответствующими солями в водном растворе получить карбонат алюминия?

Сделать выводы по опыту.

## «Олово. Свинец»

### Опыт 1. Взаимодействие олова с кислотами

а) *Действие на олово разбавленных кислот*

В три пробирки поместить по кусочку (грануле) металлического олова. В каждую из пробирок добавить понемногу 2 н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Отметить медленное взаимодействие олова с кислотами на холоду. Нагреть пробирки на пламени спиртовки. Наблюдать выделение газа.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что олово окисляется во всех случаях до Sn(II).

б) *Действие на олово концентрированных кислот* ●

Растворы разбавленных кислот осторожно слить с олова, промыть его водой и в каждую пробирку добавить концентрированных кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Как идут реакции на холоду? Нагреть пробирки. Отметить течение реакций при нагревании.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что при взаимодействии с концентрированной серной кислотой олово окисляется до Sn(IV), а серная кислота восстанавливается.

ливается до  $\text{SO}_2$ ; при взаимодействии олова с концентрированной азотной кислотой образуется белый осадок  $\beta$ -оловянной кислоты, а азотная кислота восстанавливается при этом до  $\text{NO}_2$ .

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 2. Гидроксид олова (II) и его свойства**

В две пробирки внести раствор хлорида олова. В каждую пробирку добавить раствор едкого натра до образования осадка, избегая избытка. К полученному гидроксиду олова добавить: в первую пробирку – раствор хлороводородной кислоты, во вторую – раствор едкого натра. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: получения гидроксида и его взаимодействия с кислотой и щелочью. Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при  $\text{pH} < 7$ ? При  $\text{pH} > 7$ .

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Гидролиз хлорида олова(II)**

Налить в пробирку немного воды и поместить в нее несколько кристалликов хлорида олова(II). Что наблюдается? Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова? Проверить свое заключение на опыте. Для этого вместо воды, растворить хлорид олова в концентрированной соляной кислоте. Что наблюдается?

Написать уравнения всех протекающих реакций, с учетом того, что при гидролизе образуется осадок хлорида гидроксоолова(II). Объяснить влияние добавления воды и кислоты на степень гидролиза этой соли.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Восстановительные свойства соединений олова(II)**

*а) Восстановление перманганата калия.* В пробирку с раствором перманганата калия добавить раствор серной кислоты и раствор соли олова(II). Что наблюдается?

Написать уравнение реакции и рассчитать ее ЭДС (таблица 6 Приложения).

*б) Восстановление бихромата калия.* К раствору соли олова(II) добавить серной кислоты. К полученному раствору по каплям прибавлять бихромат калия. Наблюдать появление зеленой окраски вследствие восстановления иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в ион  $\text{Cr}^{3+}$ .

Написать уравнение реакции и рассчитать ее ЭДС (таблица 6 Приложения).

*в) Восстановление хлорида железа(III).* В две пробирки внести растворы хлорида железа(III) и гесацианоферрата(III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (реактив на ион  $\text{Fe}^{2+}$ ). В обе пробирки добавить воды. Отметить окраску полученных растворов. Одну пробирку сохранить для сравнения, в другую добавить раствор соли олова(II) и наблюдать в ней появление синей окраски. Почему нет синей окраски в первой пробирке?

Написать уравнения протекающей окислительно-восстановительной реакции и реакции образования турнбулевой сини.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Взаимодействие свинца с кислотами**

*а) Действие на свинец разбавленных кислот.* В три пробирки поместить по маленькому кусочку (грануле) свинца и прилить 2 н растворы кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Нагреть пробирки маленьким пламенем спиртовки. Во всех ли пробирках протекает реакция? После охлаждения растворов в каждую пробирку внести раствор йодида калия. Что наблюдается? На основании опыта сделать вывод, в какой из взятых кислот свинец растворяется лучше. Объяснить причину различного отношения свинца к этим кислотам.

Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии свинца с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно  $\text{NO}$ .

*б) Действие на свинец концентрированных кислот.* Осторожно слить растворы кислот из всех пробирок, ополоснуть свинец водой и подействовать на него концентрированными кислотами: соляной, серной и азотной. Отметить, как протекают реакции на холоду. Нагреть пробирки. Что наблюдается?

После охлаждения растворов добавить к ним немного воды и раствор йодида калия. Сделать вывод, в какой из кислот свинец наиболее растворим.

Отметить образование  $\text{NO}_2$  при взаимодействии свинца с концентрированной азотной кислотой и  $\text{SO}_2$  при взаимодействии с концентрированной серной кислотой. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что свинец во всех случаях окисляется до  $\text{Pb(II)}$ . Влияет ли на характер реакции концентрация соляной кислоты?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Гидроксид свинца(II) и его свойства**

В две пробирки поместить раствор соли свинца и добавить в каждую по несколько капель раствора едкого натра до выпадения осадка. Исследовать свойства полученного гидроксида свинца, добавив в одну пробирку раствор азотной кислоты, в другую – раствор едкого натра. Что наблюдается?

На основании результатов опыта сделать вывод о свойствах гидроксида свинца, его диссоциации и растворении в кислоте и щелочи. Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не соляной или серной?

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 7. Получение некоторых малорастворимых солей свинца**

В четыре пробирки внести: в первую – раствор серной кислоты, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – раствор йодида калия, в четвертую – сероводородную воду. В каждую пробирку добавить раствор нитрата свинца. Отметить образование осадков и их цвет.

Во вторую и третью пробирки добавить воды и нагреть. Отметить растворение хлорида и йодида свинца при нагревании. Опустить пробирки с нагретыми растворами в стакан с холодной водой и после охлаждения наблюдать повторное образование осадков хлорида и йодида свинца.

Реакция «Золотой дождь» – это красивый химический эксперимент, в результате которого в растворе образуются и медленно оседают блестящие золотисто-жёлтые кристаллы йодида свинца. Эффект достигается за счёт разной растворимости йодида свинца в горячей и холодной воде. Чтобы получить эффект «золотого дождя», нужно создать условия для медленной и красивой кристаллизации. Для наглядности реакцию лучше проводить в большой колбе. При смешивании холодных растворов реагентов в колбе выпадет мелкодисперсный жёлтый осадок  $PbI_2$ . Для создания «дождя», осадок нужно растворить, нагрев колбу с осадком почти до кипения. Готовый раствор оставить медленно остывать. По мере остывания в толще раствора начнут расти и медленно опадать на дно блестящие золотистые чешуйки кристаллов. Для наилучшего визуального эффекта эксперимент стоит проводить при ярком солнечном свете.

Написать уравнения всех протекающих реакций.

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 8. Гидролиз солей свинца(II)**

Опустить в пробирку небольшое количество кристаллического нитрата свинца и добавить воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и опустить в раствор синюю лакмусовую бумажку. Что наблю-

дается? Какая среда в растворе нитрата свинца? Нагреть слегка раствор и, добавив к нему такой же объем раствора карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка карбоната гидроксосвинца. В какой кислоте можно растворить полученную соль? Проверить свое заключение опытом.

Объяснить все наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции гидролиза нитрата свинца по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Написать уравнение реакции совместного гидролиза нитрата свинца и карбоната натрия.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Окисление соединений свинца(II) пероксидом водорода**

К раствору нитрата свинца(II) добавить 30 % раствор едкого натра. К полученному раствору  $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$  осторожно добавить 30 % раствор пероксида водорода, размешать стеклянной палочкой и осторожно нагреть на спиртовке. Наблюдать образование коричневого осадка диоксида свинца.

Написать уравнения реакций: взаимодействие нитрата свинца с избытком едкого натра, окисления  $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$  пероксидом водорода. Можно ли  $\text{Pb}(\text{II})$  окислить бихроматом калия? Какая степень окисления более характерна для свинца – II или IV?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Амфотерные свойства диоксида свинца**

*а) Взаимодействие диоксида свинца с соляной кислотой.* Поместить в пробирку 2–3 микрошпателя диоксида свинца и добавить к нему немного концентрированной соляной кислоты. Нагреть содержимое. Наблюдать кратковременное появление желтой окраски, характерной для тетрахлорида свинца. Наблюдать выделение хлора по запаху и по посинению йодокрахмальной бумаги, поднесенной к отверстию пробирки.

Написать уравнения реакций: взаимодействия диоксида свинца с соляной кислотой и разложения тетрахлорида свинца.

*б) Взаимодействие диоксида свинца со щелочью.* В тиглек поместить один микрошпатель диоксида свинца и 30 % раствор едкого натра. Нагревать тиглек на пламени спиртовки, помешивая стеклянной палочкой, в течение нескольких минут. После охлаждения перенести содержимое тигля в пробирку. Дать осадку осесть, и небольшое количество раствора перенести в чистую пробирку. Какой ион свинца находится в растворе? Добавить в раствор несколько капель концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия диоксида свинца с едким натром, протекающего с образованием гексагидроксоплюмбата(IV) натрия  $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ . Какие свойства проявляет в данной реакции диоксид свинца? б) взаимодействия гексагидроксоплюмбата(IV) с соляной кислотой. Какие из реакции указывают на амфотерный характер диоксида свинца?

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 11. Окислительные свойства диоксида свинца**

### *а) Окисление сульфата хрома(III)* ●

В пробирку внести немного порошка диоксида свинца и добавить 30 % раствор едкого натра. Осторожно нагреть пробирку на спиртовке. В горячий раствор внести раствор сульфата хрома(III) и снова нагреть пробирку. Отметить появление желтой окраски раствора, характерной для иона  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Написать уравнение реакции, учитывая, что сульфат и хромат свинца(II), малорастворимые в воде, растворимы в едких щелочах с образованием гексагидроксоплюмбатов(II).

### *б) Окисление йодида калия*

В пробирку внести немного порошка диоксида свинца, и добавить раствор серной кислоты и раствор йодида калия. Нагреть пробирку. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с раствором крахмала. Отметить появление синей окраски раствора.

Написать уравнение реакции взаимодействия диоксида свинца с йодидом калия в кислой среде.

*в) Окисление сульфата марганца(II)*

В пробирку поместить немного порошка диоксида свинца, добавить концентрированную азотную кислоты и несколько капель раствора соли марганца(II). Содержимое пробирки осторожно прокипятить. При избытке диоксида свинца пробирку поставить в штатив и дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образовались марганцовая кислота и соль свинца(II).

Сделать выводы по опыту.

## «Сурьма. Висмут»

### Опыт 1. Восстановление висмута(III) и сурьмы (III) из растворов

В пробирку поместить кусочек (гранулу) цинка и прибавить немного раствора нитрата висмута. Наблюдать выделение висмута на цинке.

Повторить опыт, используя для восстановления раствор хлорида сурьмы(III). Что наблюдается?

Аккуратно удалить выделившиеся металлы с поверхности цинковых гранул и сохранить для следующего опыта.

Написать уравнения реакций и рассчитать их ЭДС (Таблица 6 Приложения). Можно ли заменить в этом опыте цинк на медь?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Взаимодействие висмута и сурьмы с азотной кислотой

В пробирку внести немного порошка висмута, полученного в предыдущем опыте, добавить разбавленную азотную кислоту. Если реакция идет плохо, нагреть пробирку. Что наблюдается? Повторить опыт, используя для реакции концентрированную азотную кислоту.

Аналогичный опыт провести с порошком сурьмы, полученном в предыдущем опыте.

Написать уравнения реакций. Зависит ли состав продуктов окисления висмута и сурьмы от концентрации азотной кислоты?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Гидроксиды сурьмы(III), висмута(III) и их свойства**

В две пробирки внести небольшое количество раствора хлорида сурьмы(III), в две другие – столько же раствора нитрата висмута. Во все четыре пробирки прибавить раствор щелочи до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы добавить раствор соляной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Провести аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив соляную кислоту азотной. В обоих ли случаях растворился осадок  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ?

Написать уравнения реакций их получения в молекулярном и ионном виде, уравнения реакций взаимодействия указанных гидроксидов с кислотой и щелочью. В какой среде наиболее устойчив анион  $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$ ? В какой среде наиболее устойчив катион  $\text{Sb}^{3+}$ ?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Гидролиз солей сурьмы(III) и висмута(III)**

В одну пробирку внести концентрированный раствор хлорида сурьмы, в другую – небольшое количество кристаллического нитрата висмута. В каждую из пробирок добавить дистиллированной воды. Размешать растворы стеклянной палочкой, наблюдать их помутнение и дальнейшее выпадение осадков основных солей.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза хлоридов сурьмы и висмута, протекающего с образованием основных солей  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$  и  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ , которые, отщепляя воду, переходят в хлорид оксосурьмы  $\text{SbOCl}$

и хлорид оксовисмута  $\text{BiOCl}$ . Какая из солей гидролизуется сильнее? Ответ мотивировать.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Сульфиды сурьмы(III), висмута(III) и их свойства**

*а) Получение сульфида и тиосоли сурьмы(III).* В пробирку с раствором хлорида сурьмы добавить сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка сульфида сурьмы (эта реакция может служить качественной реакцией обнаружения иона  $\text{Sb}^{3+}$  в отсутствие ионов висмута и других металлов, дающих труднорастворимые сульфиды в кислой среде). Дать осадку отстояться и, удалив пипеткой избыток жидкости, добавить к нему раствор сульфида аммония или натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и наблюдать растворение осадка, протекающее с образованием соли тиосурьмянистой кислоты  $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$  (тиоантимонита аммония). К полученному раствору прибавить раствор соляной кислоты, слегка нагреть смесь и отметить снова выпадение осадка сульфида сурьмы(III). Что происходит с тиосолью в кислой среде?

Написать в ионной и молекулярной форме уравнения реакций получения: сульфида сурьмы(III), соли тиосурьмянистой кислоты и ее разрушения в кислой среде.

*б) Сульфид висмута(III) и его свойства.* В две пробирки внести раствор соли висмута и в каждую добавить сероводородной воды. Отметить цвет осадка. В одну из пробирок с полученным сульфидом висмута добавить раствор сульфида аммония. Результат опыта сравнить с результатом соответствующего опыта с сульфидом сурьмы. В другую пробирку с сульфидом висмута добавить концентрированной азотной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Если осадок растворяется плохо, пробирку слегка подогреть.

Написать уравнения реакции получения сульфида висмута. Отметить различие в свойствах сульфида сурьмы и сульфида висмута по отношению к избытку сульфида аммония.

Чем объяснить это различие? Написать уравнение реакции растворения сульфида висмута в азотной кислоте, учитывая, что при этом образуется сульфат висмута(III), а азотная кислота восстанавливается до оксида азота.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Восстановительные свойства соединений сурьмы(III) и висмута(III)**

*а) Действие перманганата калия на соли сурьмы(III) и висмута(III)*

В две пробирки поместить немного раствора перманганата калия и раствора соляной кислоты. В одну из пробирок добавить раствор хлорида сурьмы(III), в другую столько же раствора нитрата висмута(III). Отметить обесцвечивание раствора в первой пробирке. Протекает ли аналогичная реакция во втором случае?

Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия до хлорида марганца(II) и окисления  $\text{SbCl}_3$  до  $\text{H}[\text{SbCl}_6]$ . Отметить различную восстановительную способность ионов  $\text{Sb}^{3+}$  и  $\text{Bi}^{3+}$ .

*б) Окисление нитрата висмута(III) бромом в щелочной среде*

В маленький тигель внести немного раствора соли висмута, раствора щелочи и бромной воды. Поставить тигель в специальный металлический держатель, закрепленный на корпусе спиртовки, и нагревать на пламени спиртовки до получения светло-коричневого осадка, в основном состоящего из метависмутата натрия  $\text{NaBiO}_3$ .

Написать уравнение реакции. Как изменилась степень окисления висмута в результате реакции? Написать графическую формулу висмутата натрия. Можно ли применять его в качестве восстановителя? В качестве окислителя? Ответ мотивировать.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Восстановление соли висмута(III)**

В пробирку внести раствор хлорида олова(II) и раствор едкого натра до полного растворения выпавшего первоначально осадка гидроксида олова(II). К полученному раствору добавить немного раствора соли висмута(III). Что наблюдается?

Написать уравнение реакции, учитывая, что олово(IV) в щелочной среде образует комплексный анион  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ , дающий соль  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксостаннат(IV) натрия. Указать окислитель и восстановитель.

Сделать вывод по опыту.

### **Опыт 8. Получение йодида висмута(III) и его комплексного соединения**

В пробирку внести в одинаковом количестве раствор соли висмута(III) и раствор йодида калия. Отметить выпадение черного осадка. К полученному осадку прибавить избыток йодида калия до растворения йодида висмута, сопровождающегося образованием комплексного соединения  $\text{K}[\text{BiI}_4]$ . К полученному раствору добавить воды и нагреть пробирку. Отметить образование оранжевого осадка  $\text{BiOI}$ , являющегося продуктом гидролиза получившегося йодида висмута(III).

Написать уравнения реакций: а) получения йодида висмута(III); б) образования комплексного соединения (в молекулярной и ионной формах); в) разрушения комплексного соединения висмута; г) гидролиза йодида висмута, протекающего с образованием основной соли висмута  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{I}$ ; д) разложения указанной выше соли, сопровождающегося образованием  $\text{BiOI}$ .

Написать выражение для константы нестойкости комплексного иона  $[\text{BiI}_4]^-$ . Пользуясь этим выражением, объяснить, почему добавление воды способствовало разрушению комплексного иона? Почему гидролиз йодида не протекал интенсивно в опыте его получения? Какие факторы повлияли на усиление гидролиза этой соли?

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 9. Окислительные свойства соединений висмута(V)

В пробирку внести немного раствора сульфата марганца(II), подкислить его раствором азотной кислоты (1:1) и внести микрошпателем немного порошка висмутата натрия. Отметить появление розовой или малиновой окраски, характерной для перманганат-иона.

Написать уравнение реакции, учитывая, что висмутат натрия переходит в нитрат висмута(III), а сульфат марганца(II) – в марганцовую кислоту.

Сделать выводы по опыту.

## «Ванадий»

### Опыт 1. Соединение ванадия(V)

*а) Получение ванадиевой метаокислоты.* В цилиндрическую пробирку поместить небольшое количество порошка оксида ванадия(V), добавить дистиллированной воды и нагреть смесь до появления слабо-желтой окраски. Часть раствора оставить для следующих опытов. Несколько капель полученного раствора перенести пипеткой в пробирку с раствором нейтрального лакмуса.

Написать уравнение реакции получения ванадиевой метаокислоты.

*б) Переход метаванадат-иона в декаванадат-ион.* Получить раствор метаванадата натрия растворением небольшого количества оксида ванадия(V) в гидроксиде натрия. Внести в полученный раствор немного концентрированной серной кислоты. Отметить усиление желтой окраски.

В кислой среде метаванадаты переходят в поливанадаты, являющиеся солями поливанадиевых кислот общей формулы  $xV_2O_5 \cdot yH_2O$ . Наиболее устойчивы из них декаванадиевая кислота  $H_6V_{10}O_{28}$  и ее соли, декаванадаты. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции перехода метаванадата натрия в декаванадат. Выразить формулу декаванадиевой кис-

лоты через оксид ванадия(V) и воду. Почему декаванадиевая кислота относится к поликислотам?

в) *Получение малорастворимых ванадатов.* В четыре пробирки внести раствор метаванадата натрия и добавить растворы: в первую – хлорида бария, во вторую – сульфата меди, в третью – нитрата серебра, в четвертую – ацетата свинца. Наблюдать выпадение осадков и отметить их окраску.

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций, учитывая, что для бария и свинца получаются соли ванадиевой мета­кислоты, для серебра – соли ванадиевой орто­кислоты  $\text{H}_3\text{VO}_4$ . Для меди могут получаться, в зависимости от pH раствора, соли ванадиевой мета­кислоты (осадок сине-зеленого цвета) или ванадиевой орто­кислоты (осадок желто-зеленого цвета).

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Соединения ванадия(IV)**

а) *Оксид ванадия(IV) и его свойства* ●

В сухой пробирке смешать несколько кристалликов щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  и столько же порошка оксида ванадия(V). Нагреть смесь. Отметить образование оксида ванадия(IV) темно-синего цвета. Немного полученного диоксида перенести в две пробирки и прибавить в одну раствор щелочи, в другую – столько же раствора серной кислоты. Обе пробирки осторожно нагреть до растворения осадка. Отметить окраску полученных растворов.

Написать уравнения реакций: а) восстановления оксида ванадия(V) щавелевой кислотой, учитывая, что выделяется диоксид углерода; б) взаимодействия диоксида ванадия с едким натром, учитывая, что получается тетраванадат(IV) натрия  $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9$ ; в) взаимодействия диоксида ванадия с серной кислотой, учитывая, что получается сульфат оксованадия(IV)  $\text{VO}_2\text{SO}_4$ . Сделать вывод о характере оксида ванадия(IV).

б) *Восстановление соли ванадия(V) до соли ванадия(IV)*

К раствору метаванадата натрия добавить небольшое количество конц.  $\text{HCl}$ . Отметить изменение окраски раствора.

Бросить в пробирку несколько кристалликов сульфата натрия. Встряхивать содержимое пробирки до появления голубой окраски раствора, характерной для иона  $\text{VO}^{2+}$ .

Написать уравнения реакций: а) перехода метаванадата натрия в сильноокислой среде в хлорид диоксованадия(V)  $\text{VO}_2\text{Cl}$ ; б) восстановления  $\text{VO}_2\text{Cl}$  до  $\text{VOCl}_2$ . Почему в водном растворе не может быть получен хлорид ванадия(IV)?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 3. Соединения ванадия(III)

*а) Восстановление ванадия(V) до ванадия (III)* ●

В пробирку поместить немного раствора метаванадата натрия и концентрированной соляной кислоты. Опустить в пробирку гранулу олова и нагреть. Наблюдать появление голубой окраски раствора ( $\text{VO}^{2+}$ ) и переход ее в зеленую, характерную для иона  $\text{V}^{3+}$ . Раствор сохранить для следующего опыта.

Написать уравнение реакции восстановления ванадия(V).

*б) Свойства гидроксида ванадия (III)*

В пробирку внести полученный зеленый раствор хлорида ванадия(III) и добавить 30 % раствор гидроксида натрия до выпадения темного осадка гидроксида ванадия(III). Исследовать отношение полученного гидроксида ванадия к кислоте.

Написать уравнения реакции получения гидроксида ванадия(III) и растворения его в кислоте.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 4. Последовательное восстановление соединений ванадия(V) до соединений ванадия(II)

Заранее приготовить пять пробирок с резиновыми пробками. К раствору метаванадата натрия в первой пробирке добавить концентрированной соляной кислоты и 2–3 гранулы цинка. Наблюдать последовательное изменение окраски раствора. При каждом появлении новой окраски перенести немного раствора в чистые пробирки. и закрыть их пробками. Отметить и объяснить изменение окраски раствора: желтая → зеленая → голубая → зеленая → фиолетовая.

Написать уравнения реакции последовательного восстановления метаванадата натрия с образованием хлорида ванадия(II). Рассчитать ЭДС этих реакций (Таблица 6 Приложения).

Сделать вывод по опыту.

## «Хром»

### Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами 🗨

В две пробирки – одну с концентрированной соляной кислотой, другую с концентрированной азотной кислотой опустить по кусочку металлического хрома. Наблюдать в первой пробирке выделение газа (какого?) и появление голубой окраски раствора, характерной для ионов  $\text{Cr}^{2+}$ . Реагирует ли металл с кислотой во второй пробирке? Слить азотную кислоту, промыть металл дистиллированной водой и добавить соляную кислоту. Протекает ли реакция в этом случае? Какое действие оказала азотная кислота на хром?

Написать уравнения реакций. Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Получение оксида хрома(III) 🗨 🌀

Поместить в виде горки на асбестовую сетку немного растертого в порошок дихромата аммония. Хорошо раскалить на спиртовке железную проволоку и погрузить ее в центр горки. После начала реакции, убрать проволоку. Наблюдать бурное разложение соли.

Реакция разложения дихромата аммония – это знаменитый опыт «Химический вулкан». Это одна из самых зрелищных и известных демонстрационных реакций в химии. «Выброс лавы и пепла»: растущая масса раскалённого серо-зелёного оксида хрома, которая вытекает и рассыпается. «Дым»: образующиеся пары воды и поднимающиеся из жерла в воздух частички  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . «Огненное искрение»: свечение раскалённых частиц.

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Получение и свойства гидроксида хрома(III)**

Получить в двух пробирках гидроксид хрома(III) взаимодействием раствора соли хрома(III) с раствором щелочи. Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавлять в одну пробирку раствор соляной или серной кислоты, а в другую – раствор щелочи до растворения осадка.

Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида хрома(III); б) диссоциации гидроксида хрома(III); в) взаимодействия гидроксида хрома(III) с кислотой и с щелочью. Как называется соответствующая соль калия?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Гидролиз сульфата хрома(III)**

Испытать действие сульфата хрома(III) на лакмус, для чего в пробирку с раствором нейтрального лакмуса прибавить несколько кристалликов сульфата хрома до изменения окраски лакмуса.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции гидролиза. Какие вещества при этом получаются? Привести названия. Как можно ослабить гидролиз данной соли? Как усилить его?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Восстановительные свойства солей хрома(III)**

К раствору соли хрома(III) добавить раствор щелочи до растворения выпавшего осадка и 3 % раствор пероксида водорода. Нагреть смесь до перехода зеленой окраски в желтую.

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Хроматы и бихроматы**

*а) Переход хромата калия в бихромат.* К раствору хромата калия прибавить раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются.

Написать уравнение реакции. Почему полученная соль относится к солям изополикислот?

*б) Переход бихромата калия в хромат.* К раствору дихромата калия прибавить раствор щелочи до изменения окраски.

Написать уравнение реакции. В какую сторону смещается равновесие хромат–дихромат при добавлении: кислоты и щелочи? при разбавлении?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Получение малорастворимых хроматов**

*а) Получение хроматов бария, свинца и серебра.* В три пробирки с раствором хромата калия прибавить немного растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций.

*б) Получение бихромата серебра (микрористаллоскопическая реакция).* На предметное стекло поместить каплю раствора нитрата серебра и каплю раствора азотной кислоты. В середину капли внести кристаллик бихромата калия. Наблюдать в микроскоп появление кристаллов бихромата серебра (кристаллы имеют форму ромбиков, прямоугольников, копий). Отметить цвет кристаллов. Наблюдение производить быстро, так как бихромат серебра малоустойчив. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении.

Написать уравнение реакции получения бихромата серебра и его разложения с образованием хромата серебра и оксида хрома(VI).

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 8. Окислительные свойства хроматов и бихроматов

### а) Окисление сероводорода

В раствор бихромата калия, подкисленного раствором серной кислоты, внести свежеприготовленную сероводородную воду (или раствор сульфида натрия) до изменения окраски раствора. Отметить помутнение раствора.

Написать уравнение реакции. Указать, какое соединение хрома получено и почему раствор помутнел. До какой степени окисления восстанавливается хром(VI)? По каким данным можно судить об этом?

### б) Окисление йодида калия

К подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия добавить раствор йодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с раствором крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора.

Написать уравнение реакции.

### в) Окисление соляной кислоты

К раствору бихромата калия прибавить концентрированную соляную кислоту. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую. К отверстию пробирки поднести влажную йодкрахмальную бумажку. Какой газ выделяется?

Написать уравнение реакции. Сделать выводы по опыту.

## Опыт 9. Получение и разложение пероксида хрома

К раствору бихромата калия, подкисленному раствором серной кислоты, прибавить немного изоамилового спирта. К полученной смеси прилить небольшое количество 3 % раствора пероксида водорода и хорошенько перемешать смесь стеклянной палочкой. Отметить окраску слоя органического растворителя. Изоамиловый спирт экстрагирует образовавшееся пероксидное соединение, в котором оно более устойчиво, чем в водном растворе. Отметить через некоторое время изменение окраски водного слоя и выделение газа.

Написать уравнения реакций: а) получение пероксида  $\text{CrO}_5$ ; б) перехода пероксида хрома в соединение хрома(III) в кислой среде. Написать графическую формулу  $\text{CrO}_5$ .

Сделать выводы по опыту.

## «Марганец»

### Опыт 1. Гидроксид марганца(II) и его свойства

В две пробирки внести раствор соли марганца(II) и добавит к ним раствор щелочи. Каков цвет полученного осадка гидроксида марганца? Разместить осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления  $\text{Mn(II)}$  до  $\text{Mn(IV)}$ . Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить раствор серной кислоты. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца(II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца(II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца(II). Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку раствор кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде.

Написать уравнения реакции: а) получение хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид  $\text{Mn(IV)}$ ; в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца(II) в кислоте.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 3. Восстановительные свойства соединений марганца(II)

*а) Окисление соли марганца(II) бромом* ☛

Внести в пробирку немного раствора сульфата марганца(II) и раствор едкого натра. К полученному осадку гидроксида марганца добавить небольшое количество бромной воды. Отметить изменение цвета осадка вследствие образования соединений марганца(IV).

Написать уравнения реакций.

*б) Окисление соли марганца(II) висмутатом натрия* ☛

Поместить в пробирку небольшое количество раствора соли марганца(II) и добавить раствор азотной кислоты (1:1). Добавить немного порошка висмутата натрия. Как окрасился раствор? Как изменилась степень окисления марганца?

Написать уравнение реакции, протекающей с образованием марганцевой кислоты и нитрата висмута(III).

*в) Окисление соли марганца(II) пероксодисульфатом*

В пробирку налить воды и добавить небольшое количество кристаллического пероксодисульфата аммония (или пероксодисульфата калия), немного раствора азотной кислоты и несколько капель нитрата серебра (катализатор). Нагрев жидкость почти до кипения, добавить в нее немного раствора сульфата марганца(II). Отметить окраску раствора и указать, как изменилась степень окисления марганца.

Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием марганцевой кислоты.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 4. Окислительно- восстановительные свойства соединений марганца(IV) ☛ ☼

*а) Окислительные свойства диоксида марганца.* В пробирку поместить немного порошка диоксида марганца и прибавить концентрированной соляной кислоты. Определить, какой газ выделяется. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогреть.

Написать уравнение реакции.

*б) Восстановительные свойства диоксида марганца.*  
В тигель положить по небольшому кусочку твердого едкого натра (брать пинцетом!) и кристаллического нитрата калия. Тигель поставить в фарфоровый треугольник, закрепленный в штативе, и нагреть пламенем спиртовки до расплавления смеси (осторожно!). Не прекращая нагревания, добавить в расплав немного диоксида марганца и продолжать нагревание, пока масса не загустеет. Отметить окраску полученного расплава и сохранить его для следующего опыта.

Написать уравнения реакции окисления диоксида марганца нитратом калия в щелочной среде.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца(VI) ☞ ☼**

*а) Реакция диспропорционирования манганата в водном растворе*

К расплаву манганата добавить воды и, помешивая стеклянной палочкой, растворить расплав. Полученный раствор манганата разлить в три пробирки. В водном растворе происходит медленное разложение манганата, сопровождающееся его диспропорционированием. Как будет смещаться равновесие для этой реакции при добавлении кислоты? Почему? Проверить это на опыте, для чего к раствору манганата в первой пробирке добавить раствор уксусной кислоты. Наблюдать появление в растворе фиолетово-розовой окраски и бурого осадка.

Написать уравнение реакции диспропорционирования манганата в молекулярном и ионном виде. С каким веществом реагирует добавленная к раствору уксусная кислота? Написать уравнение реакции. В какой среде устойчив манганат?

*б) Взаимодействие манганата натрия с хлором*

Во вторую пробирку с раствором манганата пропустить ток хлора. Чем объяснить появление розовой окраски в растворе? Окислителем или восстановителем является  $Mn(VI)$  в этом процессе?

Написать уравнение реакции.

*в) Взаимодействие манганата натрия с сульфитом натрия*

В третью пробирку с раствором манганата добавить немного кристаллического сульфита натрия. Наблюдать обесцвечивание раствора и появление бурого осадка диоксида марганца. Окислительные или восстановительные свойства проявляются в данном случае  $Mn(VI)$ ?

Написать уравнение реакции.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Разложение перманганата калия при нагревании**

Поместить немного кристаллического перманганата калия в пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем спиртовки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. Выделение кислорода доказать с помощью тлеющей лучинки. После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить немного воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Написать уравнение реакции разложения перманганата калия. Указать окислитель и восстановитель.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Окислительные свойства соединений марганца(VII)**

*а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата.*

В три пробирки внести раствор перманганата калия. В первую пробирку добавить раствор серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – раствор щелочи. Во все три пробирки прибавить немного кристаллического сульфита натрия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано?

Написать уравнения реакций.

б) *Окисление перманганатом калия сульфата марганца(II)*. Внести в пробирку немного раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Отметить исчезновение фиолетовой окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Какова среда в полученном растворе?

Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием сульфата калия и диоксида марганца.

в) *Окисление перманганатом калия пероксида водорода*. В пробирку внести раствор перманганата калия и раствор серной кислоты. Добавить небольшое количество 10 % раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца?

Написать уравнение реакции.

г) *Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде*. В две пробирки внести небольшое количество раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить немного раствора серной кислоты, во вторую – столько же раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить этиловый спирт. Раствор нагреть. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца?

Во вторую пробирку также добавить этиловый спирт. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора.

Написать уравнения реакций: восстановление перманганата калия спиртом в кислой среде и восстановления в щелочной среде сначала до манганата, а затем – манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется до альдегида.

Сделать выводы по опыту.

## «Железо»

### Опыт 1. Получение пирофорного железа ☞ ☼

Пирофорностью называется способность некоторых веществ (Fe, Co, Ni, редкоземельные элементы) в мелкораздробленном состоянии самовоспламеняться на воздухе при комнатной температуре.

Наполнить пробирку на  $\frac{1}{4}$  ее объема порошком оксала-та железа(II) и укрепить в штативе горизонтально. Нагревать пробирку пламенем спиртовки до тех пор, пока желтый порошок не станет черным и не прекратиться выделение газа. После этого быстро закрыть пробирку пробкой, чтобы полученное железо не окислялось кислородом воздуха. Не охлаждая пробирку, высыпать восстановленное железо на лист бумаги с высоты 25–30 см. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) разложения оксала-та железа; б) горения железа, учитывая, что продуктом горения является  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Сделать выводы по опыту.

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

*а) Действие на соли железа(II) гексацианоферрата(III) калия*

Приготовить в пробирке раствор соли Мора и добавить к нему немного раствора гексацианоферрата(III) калия. Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является качественной на ион железа(II).

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

*б) Действие на соли железа(III) гексацианоферрата(II) калия*

Поместить в пробирку раствор хлорида железа(III) и добавить к нему немного раствора гексацианоферрата(II) калия. Что наблюдается? Данная реакция является качественной на ион железа(III). Какое тривиальное название имеет образовавшийся осадок?

Данную реакцию можно использовать для следующего занимательного опыта. Напишите письмо на желтоватой бумаге раствором соли железа. Дайте написанному высохнуть. Написанное вы не сможете прочитать. Смажьте осторожно письмо ватой, смоченной раствором желтой кровяной соли. И тогда написанные вами строчки станут синими и каждый сможет их прочесть.

*в) Действие на соли железа(III) роданида аммония или калия*

Поместить в пробирку раствор хлорида железа(III) и добавить раствор роданида аммония или калия. Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Данная реакция является качественной на ион железа(III).

Написать уравнение реакции с получением  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ , сообщающего раствору ярко-красную окраску.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Взаимодействие железа с кислотами**

В три пробирки внести понемногу разбавленных растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. В четвертую пробирку прилить небольшое количество концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить немного железных опилок (стружки), после чего пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть. Что наблюдается?

Затем в каждую пробирку прибавить раствор роданида калия (или роданида аммония). Убедиться в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа(II), а в азотной кислоте и концентрированной серной кислоте – ионы железа(III). Наблюдать за проявлением окраски следует внимательно, так как в кислой среде роданид железа(III) быстро разлагается.

Написать уравнения проведенных реакций. Какие ионы являются окислителями в каждой из этих реакций? Чем объяснить, что при взаимодействии железа с серной кислотой

различной концентрации образуются соли железа с различной степенью окисления?

Сделать выводы по опыту.

#### Опыт 4. Гидроксид железа(II)

В солях железа(II), вследствие частичного окисления на воздухе, всегда присутствует железо(III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа(II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Для приготовления раствора в пробирку поместить немного порошка этой соли и растворить ее в воде. Чем объясняется большая устойчивость в кристаллическом состоянии соли Мора по сравнению с сульфатом железа(II)? Почему раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  должен быть свежеприготовленным? Написать координационную формулу соли Мора. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа(II), так как двойная соль Мора практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие ее ионы.

В пробирку с раствором соли Мора приливать раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида железа(II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III).

Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесаженный гидроксид железа(II) с раствором соляной кислоты. Какие свойства проявляет в реакции гидроксид железа(II)?

Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа(II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа(III) под действием кислорода воздуха и воды.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 5. Восстановительные свойства соединений железа(II)

### *а) Восстановление азотной кислоты*

Поместить в две пробирки раствор соли Мора. В одну из них добавить концентрированной азотной кислоты, нагреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе пробирки добавить раствор роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему?

Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

### *б) Восстановление пероксида водорода*

Поместить в две пробирки раствор соли Мора. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. В другую пробирку добавить немного разбавленной серной кислоты и 3 % раствор пероксида водорода. Затем в обе пробирки внести раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему?

Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа(II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа(III). Написать уравнения реакций.

### *в) Восстановление нитрата серебра*

Поместить в две пробирки раствор соли Мора. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. В другую пробирку добавить раствор нитрата серебра и слегка нагреть на спиртовке, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в нее и в контрольную пробирку раствор роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему?

Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа(II).

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Гидроксид железа(III)**

В две пробирки внести раствор хлорида железа(III) и добавить раствор щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи.

Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочью при обычных условиях гидроксид железа(III) амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами и карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты, называемые ферритами. Водой они полностью гидролизуются.

Написать уравнения реакций:

а) взаимодействия хлорида железа(III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; б) растворения гидроксида железа(III) в кислоте; в) образования ферритов при сплавлении; г) полного гидролиза феррита натрия, протекающего с образованием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; д) формулу оксида  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  в виде феррита железа.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Окислительные свойства соединений железа(III)**

*а) Окисление йодида калия*

В пробирку с раствором хлорида железа(III) добавить раствор йодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор?

Написать уравнение реакции.

*б) Окисление сульфита натрия*

В пробирку с раствором хлорида железа(III) добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа(III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления(II). Какой реактив следует для этого применить?

Написать уравнение реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа(III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 8. Гидролиз солей железа**

#### *а) Гидролиз сульфата железа(II)*

Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить немного кристаллического железного купороса. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе.

Написать уравнение реакции гидролиза  $\text{FeSO}_4$ .

#### *б) Гидролиз хлорида железа(III)*

Поместить в две пробирки раствор нейтрального лакмуса и немного кристаллического хлорида железа(III). Определить по цвету раствора реакцию среды. Одну из пробирок нагреть. Что наблюдается при нагревании?

Написать уравнение реакции гидролиза  $\text{FeCl}_3$  на холоде и при нагревании. Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли? Какая соль  $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$  в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать.

#### *в) Гидролиз хлорида железа(III) в присутствии соды*

Поместить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) и прибавить раствор соды. Отметить выпадение осадка. Какой газ выделяется?

Написать уравнение реакции.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Действие сероводорода и сульфида аммония на соли железа(II) и железа(III) ☛**

#### *а) Получение сульфида железа(II)*

Поместить в две пробирки небольшое количество свежеприготовленного раствора соли Мора. В одну из них добавить немного сероводородной воды, в другую – раствор сульфида аммония (сульфида натрия). В какой пробирке выпал

осадок сульфида железа(II)? Проверить растворимость выпавшего осадка в разбавленной соляной кислоте.

Объяснить, почему сульфид железа(II) не выпадает в осадок при действии сероводородной воды, но выпадает при действии сульфида. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования сульфида железа(II) и его растворения в соляной кислоте.

*б) Действие сероводорода и сульфида аммония на соли железа (III)*

Поместить в две пробирки небольшое количество раствора соли железа(III). В одну из них добавить сероводородной воды, в другую – раствор сульфида аммония (сульфида натрия). Одинаков ли цвет выпавших осадков?

Написать уравнения реакций. Ответить на вопросы: а) Почему при действии сероводорода и сульфида на соли железа(III) не выпадает осадок сульфида железа(III)? б) Каким свойством железа(III) объясняется появление в обеих пробирках коллоидного осадка серы? в) Учитывая, что исходный раствор соли железа(III) подкислен (для ослабления гидролиза), объяснить выпадение при действии сульфида аммония(сульфида натрия) осадка сульфида железа(II)?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Комплексные соединения железа**

*а) Получение комплексного фосфата(III)*

В пробирку с раствором  $\text{FeCl}_3$  добавить немного раствора роданида аммония и затем раствор фосфорной ортокислоты. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплексный ион  $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$  бесцветен, объяснить наблюдаемое явление.

Написать уравнение реакции. Назвать образующийся комплекс.

*б) Получение комплексного фторида железа(III)*

В пробирку с раствором  $\text{FeCl}_3$  добавить немного раствора роданида аммония и раствор фторида натрия. Что наблю-

дается? Учитывая, что комплексный ион  $[\text{FeF}_6]^{3-}$  – бесцветен, объяснить наблюдаемое явление.

Написать уравнение реакции. Назвать образующийся комплекс.

Сделать выводы по опыту.

## «Кобальт. Никель»

### Опыт 1. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами

#### *а) Взаимодействие кобальта с кислотами*

Поместить в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки. В первую пробирку добавить разбавленный раствор соляной кислоты, во вторую – разбавленный раствор серной кислоты, в третью – разбавленный раствор азотной кислоты. Слегка нагреть пробирки и наблюдать выделение газообразных продуктов (каких?). В какой цвет окрашиваются растворы?

Написать уравнения реакций.

#### *б) Взаимодействие никеля с кислотами*

Поместить в три пробирки по маленькому кусочку никелевой стружки. В первую пробирку добавить разбавленный раствор соляной кислоты, во вторую – разбавленный раствор серной кислоты, в третью – разбавленный раствор азотной кислоты. Слегка нагреть пробирки и наблюдать выделение газообразных продуктов (каких?) В какой цвет окрашиваются растворы?

Написать уравнения реакций.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Получение оксидов кобальта и никеля

#### *а) Получение оксида кобальта(III)*

Поместить в тигелек немного кристаллического нитрата кобальта(II), поставить тигелек в фарфоровый треугольник и нагреть на спиртовке. Что наблюдается? После охлаждения тигля перенести его содержимое в пробирку, добавить немно-

го концентрированной соляной кислоты и определить какой газ выделяется.

Написать уравнение реакции разложения нитрата кобальта и взаимодействия оксида кобальта(III) с концентрированной соляной кислотой. Указать окислитель и восстановитель в этой реакции. Какие свойства оксида кобальта(III) проявляются в этой реакции?

*б) Получение оксидов никеля(III) и (II)*

Укрепить открытую стеклянную трубку в штативе горизонтально и поместить в нее немного кристаллического нитрата никеля(II). Нагреть трубку в том месте, где находится соль, слабым пламенем спиртовки. Наблюдать образование черного оксида никеля(III) и убедиться в выделении кислорода по вспыхиванию поднесенной к концу трубки тлеющей лучинки. Нагреть дальше полученный непрочный оксид никеля(III) до перехода его в устойчивый серо-зеленый оксид никеля(II). Дать трубке остыть, вытряхнуть из нее оксид никеля(II) на лист бумаги и поместить несколько крупинок в пробирку. Добавить раствор соляной кислоты и слегка подогреть. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) разложения нитрата никеля(II) при нагревании до оксида никеля(III); б) переход оксида никеля(III) в оксид никеля(II).

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Гидроксиды кобальта(II) и никеля(II)**

*а) Получение гидроксида кобальта(II) и его окисление*

В две пробирки поместить немного раствора хлорида кобальта(II) и добавлять постепенно раствор едкой щелочи. При этом сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта(II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, а в другую прибавить 3 % раствор пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта?

Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта по окислению гидроксида железа(II). Какой ион является более энергичным восстановителем:  $\text{Co(II)}$  или  $\text{Fe(II)}$ ?

*б) Получение гидроксида никеля(II) и его окисление*

В три пробирки поместить немного раствора соли никеля и добавлять постепенно раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля(II). В первой пробирке осадок тщательно размешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, во вторую добавить 3 % раствор пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля(II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить бромной воды. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций. Сравнить восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в степени окисления +2 по наблюдениям и при сопоставлении стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Комплексные соединения кобальта и никеля**

*а) Аквакомплекс кобальта(II) и его разрушение*

В две пробирки поместить небольшое количество насыщенного раствора хлорида кобальта(II). В первую пробирку добавить концентрированной соляной кислоты, во вторую пробирку внести небольшой кусочек предварительно прокаленного хлорида кальция. Что наблюдается?

В третью пробирку поместить немного кристаллического хлорида кобальта, прибавить этилового спирта и отметить цвет полученного раствора. Прибавить к этому раствору воды до нового изменения окраски.

Написать стеклянной палочкой, смоченной насыщенным раствором  $\text{CoCl}_2$ , какое-либо слово на фильтровальной бумаге. Подсушив бумагу, поднести ее к пламени спиртовки и слегка подогреть, пока текст не станет видимым. Обратить

внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении. Описать наблюдаемые явления. Изменение цвета раствора во всех случаях объясняется тем, что непрочный комплексный ион  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  сообщает раствору розовую окраску, а элементарный ион  $\text{Co}^{2+}$  – синюю.

*б) Получение комплексного роданида кобальта*

Поместить в пробирку насыщенный раствор хлорида кобальта(II) и добавить к нему насыщенный раствор роданида аммония. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски. Добавить к полученному раствору небольшое количество изоамилового спирта, встряхнуть и наблюдать изменение окраски органического слоя. Описать наблюдаемые явления.

Написать: а) уравнение диссоциации комплексного иона и выражение для его константы нестойкости. Какова роль воды и органического растворителя в смещении равновесия диссоциации комплексного иона?

*в) Получение аммиачных комплексов кобальта*

К раствору соли кобальта(II) прибавить 25 % раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта(II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Полученный раствор разлить в две пробирки.

В одной из них тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой до изменения окраски раствора, вследствие окисления комплексного соединения кобальта(II) в комплексное соединение кобальта(III). Почему аммиачный комплексный ион  $\text{Co}(\text{II})$  окисляется кислородом воздуха, тогда как аквакомплекс  $\text{Co}(\text{II})$  удается окислить лишь пероксидом водорода?

Во вторую пробирку добавить 3 % раствор пероксида водорода. Объяснить изменение окраски.

Затем прилить в обе пробирки раствор сульфида аммония (сульфида натрия). Выпадает ли осадок?

Написать уравнения реакций:

- а) образования аммиачного комплекса кобальта(II);  
б) его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода

до образования аммиачного комплекса кобальта(III); в) диссоциации полученных комплексных соединений; г) диссоциации комплексных ионов и выражения констант их нестойкости; какой комплексный ион прочнее? д) взаимодействия аммиачного комплекса кобальта(III) с сульфидом аммония (сульфидом натрия); е) сравнить координационные формулы комплексных соединений кобальта в разных степенях окисления. Отличается ли их пространственная конфигурация?

*з) Получение нитритного комплекса кобальта*

Поместить в пробирку насыщенный раствор хлорида кобальта(II), добавить немного кристаллического нитрита калия, размешать стеклянной палочкой до растворения. Добавить к полученному раствору раствор серной кислоты. Какой газ выделяется? Через несколько минут наблюдать выпадение осадка, отметить его цвет.

Написать уравнения реакций, учитывая, что нитрит калия в присутствии серной кислоты окисляет кобальт(II) до кобальта(III), в результате чего образуется нерастворимое комплексное соединение  $K_3[Co(NO_2)_6]$ . Записать название полученного комплексного соединения.

*д) Получение аммиачного комплекса никеля*

Небольшое количество хлорида никеля(II) растворить в воде. Добавить к раствору 25 % раствор аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить раствор сульфида аммония (сульфида натрия). Что выпадает в осадок?

Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония (сульфидом натрия). Объяснить механизм взаимодействия, пользуясь константой нестойкости комплексного иона и произведением растворимости сульфида никеля(II).

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 5. Реактив на ион никеля – диметилглиоксим (реактив Чугаева)

Поместить в пробирку раствор соли никеля и прибавить аммиачный (или спиртовой) раствор диметилглиоксима. Что наблюдается?

Реакция идет с образованием ярко-красного нерастворимого в воде комплексного диметилглиоксимата никеля (рис.2). В этом комплексе центральный ион  $Ni^{2+}$  связан с двумя анионами диметилглиоксима. Каждый анион выступает как бидентатный лиганд, связываясь с ионом никеля через атомы азота. При этом формируются два пятичленных хелатных цикла с никелем. Внутри самих лигандов присутствуют водородные связи между кислородом одной молекулы и гидроксильной группой другой, что стабилизирует комплекс и создаёт дополнительные хелатные циклы.

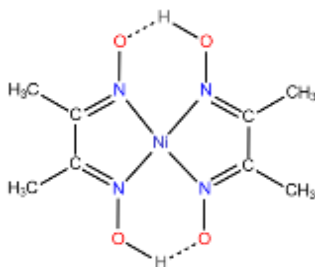


Рис. 2. Структурная формула диметилглиоксимата никеля

Благодаря интенсивной окраске комплекса эту реакцию используют для обнаружения очень низких концентраций ионов никеля(II) в растворе.

Сделать выводы по опыту.

## «Медь. Серебро»

### Опыт 1. Восстановление оксида меди(II) водородом ☞ ☼

Проверенный на чистоту водород, полученный в аппарате Киппа, пропустить над нагреваемым оксидом меди. Пробирку закрепляют в штативе немного наклонно вниз отверстием, с тем, чтобы образующаяся при реакции вода стекала. Что наблюдается? Написать уравнение реакции восстановления оксида меди (II) водородом.

### Опыт 2. Отношение меди к разбавленным и концентрированным кислотам ☞

В три пробирки поместить по небольшому кусочку меди (или порошок меди) и прибавить разбавленные растворы кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдается? Нагреть содержимое пробирок.

Проделать аналогичный опыт с концентрированными кислотами без нагревания и при нагревании (осторожно!). С какими кислотами взаимодействует медь?

Написать уравнение реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой, считая, что азотная кислота восстанавливается до NO. Как изменяется цвет раствора? Какой ион обуславливает эту окраску? Почему медь не взаимодействует с соляной кислотой и с разбавленной серной кислотой? Написать уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированными кислотами, считая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается медью до диоксида азота, а серная – до диоксида серы.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 3. Взаимодействие оксида меди(II) с кислотами

В две пробирки внести 2–3 микрошпателя оксида меди (II) и прибавить разбавленные растворы кислот, в одну про-

бирку – соляной, в другую – серной. Наблюдать в обоих случаях появление окраски раствора.

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида меди(II) с соляной и серной кислотами.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Получение гидроксида меди(II) и исследование его свойств**

*а) Получение гидроксида меди(II) и разложение его при нагревании*

Внести в пробирку раствор сульфата меди(II) и раствор щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди(II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди(II) в оксид?

Написать уравнения реакций образования гидроксида меди(II) и его разложения.

*б) Отношение гидроксида меди(II) к кислотам и щелочам*

Получить в двух пробирках гидроксид меди(II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку раствор серной кислоты, в другую – столько же раствора щелочи (В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди(II) растворяется с образованием купратов  $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$ . Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлагаются с выделением  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди(II) выражены чрезвычайно слабо). В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди(II)?

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 5. Получение малорастворимых солей меди (II)**

*а) Получение сульфида меди (II)*

В пробирку с раствором сульфата или хлорида меди(II) прибавить сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди(II).

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции его образования.

*б) Получение основного карбоната меди(II)*

В пробирку внести небольшое количество сульфата или хлорида меди(II). Затем добавить раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение зеленого осадка карбоната гидроксомеди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает средний карбонат меди?

Написать уравнения реакций взаимодействия соли меди (II) с содой при участии воды.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Получение йодида меди(I)**

Внести в пробирку понемногу растворов сульфата меди (II) и йодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью раствора крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода.

Для определения цвета выпавшего осадка йодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для следующего опыта. Какой цвет йодида меди(I)?

Написать уравнения реакции: а) взаимодействия сульфата меди(II) с йодидом калия; б) взаимодействия йода с сульфитом натрия в присутствии воды. Чем объясняется устойчивость йодида меди(I)?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Получение оксида меди(I)**

Поместить в пробирку раствор хлорида меди(II) и 10 % раствор глюкозы. Нагреть полученную смесь до кипения. Прибавить к смеси раствор едкого натра и наблюдать выпадение желтого осадка оксида меди(I), который при дальнейшем

нагревании меняет окраску на кирпично-красную. Сравнить цвет полученного оксида меди(I) с цветом оксида меди(II).

Реакция сульфата меди с глюкозой в щелочной среде – это классическая качественная реакция на восстанавливающие сахара (в частности, на глюкозу), известная как реакция Троммера. Вся гамма цветов от жёлтого до кирпично-красного в этой реакции соответствует одному и тому же веществу –  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Разный цвет – это лишь следствие разной дисперсности (размера частиц) его кристаллов, которая зависит от скорости протекания восстановительного процесса.

Написать уравнение реакции получения оксида меди(I) восстановлением хлорида меди(II) глюкозой учитывая, что глюкоза окисляется при этом до глюконовой кислоты, которая в щелочной среде образует соль – глюконат натрия.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 8. Комплексные соединения меди**

#### *а) Получение комплексного тиосульфата меди(I)*

В пробирку с осадком йодида меди(I) прибавить раствор тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди(I).

Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  являются монодентатными лигандами, а координационное число  $\text{Cu}^+$  – иона равно 2.

#### *б) Получение комплексного аммиаката меди(II)*

В пробирку с раствором сульфата меди(II) прибавить раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ , выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося медноаммиачного комплекса. Какие ионы обуславливают окраску раствора в первом и во втором случае?

Написать уравнения реакции: а) взаимодействия сульфата меди(II) с аммиаком с образованием основного сульфата меди(II); б) растворения основного сульфата меди(II) в избыт-

ке аммиака с одновременным образованием комплексной соли и комплексного основания меди(II), учитывая, что координационное число  $\text{Cu}^{2+}$  равно 4; в) диссоциации полученных комплексных соединений меди. Какое основание сильнее: гидроксид меди(II) или гидроксид тетраамминмеди(II)?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Получение оксида серебра**

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавить раствор гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Осадок  $\text{Ag}_2\text{O}$  сохранить для следующего опыта.

Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании этого опыта? Чем это объясняется?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 10. Окислительные свойства оксида серебра**

*а) Взаимодействие оксида серебра с хлоридом олова(II) в щелочной среде*

Внести в пробирку раствор хлорида олова(II) и добавить раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего первоначально осадка гидроксида олова(II). К полученному щелочному раствору прибавить раствор нитрата серебра. Наблюдать выпадение черного порошка металлического серебра. Образование серебра может быть доказано тем, что выпавший осадок не растворяется при добавлении раствора аммиака в отличие от оксида серебра. Проверить это опытным путем.

Написать уравнения реакций: а) образования тетрагидроксоантата(II) натрия из хлорида олова (II); б) взаимодействия нитрата серебра со щелочью; в) взаимодействия тетрагидроксоантата(II) натрия с оксидом серебра с образованием гексагидроксоантата(IV) натрия и элементарного серебра, учитывая, что в реакции принимает участие вода; г) общее

уравнение реакции взаимодействия хлорида олова(II) с оксидом серебра в присутствии щелочи.

*б) Получение серебряного зеркала*

В пробирку внести немного раствора нитрата серебра и прибавить раствор аммиака до растворения первоначально выпавшего осадка (избегать избытка  $\text{NH}_3$ ).

Полученный раствор носит название реактива Толленса, Реакция «серебряного зеркала» с глюкозой – это классическая качественная реакция, которая используется для обнаружения альдегидной группы в составе различных органических соединений. Она широко используется для идентификации восстанавливающих углеводов в химии, биохимии и пищевом анализе.

К полученному прозрачному раствору прибавить 10 % раствор глюкозы. Перемешать раствор и поставить пробирку в стакан с горячей водой и наблюдать за происходящим. Какое вещество осаждается на стенках пробирки в виде блестящего зеркального налета?

Учсть, что чистота пробирки – критически важное условие для успешного проведения реакции «серебряного зеркала». Малейшие загрязнения могут полностью сорвать опыт. Загрязнения (пыль, жир, следы органики) служат центрами кристаллизации. Серебро осаждается на них в виде чёрного или серого рыхлого осадка, а не блестящей плёнки на стекле. Жирные пятна препятствуют равномерному смачиванию стенок пробирки раствором. Серебро не сможет образовать сплошную плёнку, зеркало получится неравномерным, пятнистым. Как правильно подготовить пробирку? Механическая очистка ершиком и моющим средством и далее тщательная промывка дистиллированной водой. Проверка чистоты: капля дистиллированной воды должна равномерно стекать по стенкам пробирки, не оставляя разрывов и капель.

Написать уравнение реакции, учитывая, что глюкоза переходит в глюконовую кислоту.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 11. Малорастворимые и комплексные соединения серебра

### *а) Получение комплексных аммиачных солей серебра (I)*

В четыре пробирки внести небольшое количество раствора нитрата серебра. В первую пробирку добавить раствор хлорида калия, во вторую – бромид калия, в третью – йодида калия, в четвертую – хромата калия. Отметить цвета выпавших осадков. Добавить во все четыре пробирки 25 % раствор аммиака. Осадки каких веществ практически полностью растворились в аммиаке? Одинаково ли активно идет взаимодействие хлорида, бромид и йодида серебра с аммиаком?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) образования малорастворимых солей серебра; б) растворения хлорида, бромид и хромата серебра в аммиаке с образованием комплексных соединений, учитывая, что координационное число  $\text{Ag}^+$  – иона равно 2. На основании своих наблюдений и значений произведений растворимости галогенидов серебра (Таблица 4 Приложения) объяснить различие их растворимости в аммиаке.

### *б) Получение комплексного аммиачного основания серебра*

К осадку оксида серебра, полученному ранее, прибавить раствор аммиака. Наблюдать растворение осадка вследствие образования растворимого комплексного основания серебра.

Написать уравнение протекающей реакции. Сравнить прочность комплексного основания серебра  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  с гидроксидом серебра  $\text{AgOH}$ .

### *в) Получение комплексных сульфита и тиосульфата серебра*

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавить раствор тиосульфата натрия и наблюдать растворение выпавшего в начале осадка тиосульфата серебра. Аналогично провести опыт взаимодействия нитрата серебра с сульфитом натрия.

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия нитрата серебра с тиосульфатом натрия с образованием тиосульфа-

та серебра и с сульфитом с выпадением в осадок сульфита серебра; б) растворения осадков в избытке осадителя, считая, что  $\text{SO}_3^{2-}$  – ион и  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  – ион монодентатны, а координационное число  $\text{Ag}^+$  – иона равно 2.

Сделать выводы по опыту.

## «Цинк. Кадмий. Ртуть»

### Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Налить в пробирку разбавленный раствор серной кислоты, добавить кусочек цинка и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в разбавленном растворе соляной кислоты и в растворе щелочи.

Написать уравнения реакций. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная серная кислота по-разному реагирует с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и другом случае?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

Налить в две пробирки немного раствора соли цинка, в две другие – столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавлять по каплям раствор щелочи до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытать отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Объяснить различие в свойствах гидроксидов. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида цинка и ее смещение под действием  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – ионов.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Сульфиды цинка и кадмия**

В две пробирки, в одной из которых содержится раствор соли цинка, а в другой – столько же раствора соли кадмия, добавить раствор сульфида аммония (сульфида натрия). Отметить цвета образовавшихся осадков и добавить в каждую пробирку по каплям раствор соляной кислоты. Какой из сульфидов более растворим в кислоте?

Написать уравнения реакций. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить различную растворимость сульфидов цинка и кадмия в кислоте.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Гидролиз солей цинка и кадмия**

Поместить в одну пробирку несколько кристалликов соли цинка, в другую – столько же соли кадмия и растворить их в небольшом количестве воды. Добавить в каждую пробирку раствор лакмуса и слегка подогреть. В третью контрольную пробирку налить немного воды, добавить раствор лакмуса и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов. На какую реакцию среды указывает окраска лакмуса в растворах солей?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Комплексные соединения цинка и кадмия**

Поместить в пробирку немного раствора соли цинка и добавить раствор аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному осадку прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Такой же опыт проделать с раствором соли кадмия.

Написать уравнения реакций, считая, что характерным координационным числом для обоих ионов комплексообразователей является 4. Написать уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости. Привести числовые

значения констант нестойкости обоих комплексов и объяснить различную прочность полученных комплексных ионов.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 6. Взаимодействие солей ртути со щелочью**

В одну пробирку внести раствор нитрата ртути(II), в другую – раствор нитрата ртути(I). К каждому раствору прибавить раствор щелочи и наблюдать осаждение в первой пробирке оксида ртути(II)  $\text{HgO}$ . Во второй пробирке осадок представляет собой смесь продуктов диспропорционирования оксида ртути(I) (оксид ртути(II) и металлическая ртуть). Отметить цвета осадков.

Написать уравнения проделанных реакций.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 7. Получение малорастворимых солей ртути**

#### *а) Получение хлоридов ртути*

В одной пробирке получить хлорид ртути(II), во второй – хлорид ртути(I), действуя раствором хлорида натрия на соответствующие нитраты ртути.

Написать уравнения реакций. На основании наблюдения сделать заключение о сравнительной растворимости сулемы  $\text{HgCl}_2$  и каломели  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ .

#### *б) Получение йодидов ртути*

Получить йодид ртути(II) и йодид ртути(I), действуя раствором йодида калия на соответствующие нитраты ртути в двух пробирках. Отметить цвета образовавшихся осадков.

Написать уравнения реакций, учитывая, что ион  $\text{Hg}_2^{2+}$  склонен к диспропорционированию с образованием  $\text{Hg}^{2+}$  и выделением свободной ртути.

#### *в) Действие сероводорода на соли ртути*

Поддействовать сероводородной водой на растворы нитрата ртути(II) и нитрата ртути(I). Отметить цвета образовавшихся осадков.

Написать уравнения проделанных реакций, учитывая, что для ртути(I) сульфид совершенно неустойчив и при дей-

ствии на ее соль сероводородной воды сразу образуются сульфид ртути (II) и металлическая ртуть.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 8. Комплексные соединения ртути**

*а) Взаимодействие нитрата ртути(II) с избытком йодида калия*

Поместить в пробирку раствор нитрата ртути(II) и осадить йодид ртути, добавив в пробирку раствор йодида калия. Прибавить избыток йодида калия. Что произошло с осадком? Что можно сказать о растворимости полученного комплексного соединения состава  $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$ ?

К полученному раствору добавить раствор нитрата серебра. Какова растворимость полученного комплексного соединения  $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$ ?

Написать уравнения реакций. Назвать обе комплексные соли. Написать выражение константы нестойкости полученного комплексного аниона.

*б) Взаимодействие нитрата ртути(II) с избытком роданида калия*

К раствору нитрата ртути(II) прилить насыщенный раствор роданида калия. Написать координационную формулу образующегося растворимого комплексного соединения состава  $\text{Hg}(\text{CNS})_2 \cdot 2\text{KCNS}$ .

Добавить к полученному раствору насыщенный раствор хлорида кобальта. Какой осадок выпадает? Обратит внимание на характерный цвет полученного соединения.

На предметное стекло поместить одну каплю раствора хлорида кобальта и прибавить к нему одну каплю раствора  $\text{Hg}(\text{CNS})_2 \cdot 2\text{KCNS}$ . Рассмотреть выпавшие кристаллы под микроскопом. Зарисовать форму кристаллов. Сравнить полученный результат с изображением, представленным в Приложении (Таблица 1).

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Назвать полученные комплексные соединения.

*в) Взаимодействие солей ртути с раствором аммиака*

В одну пробирку поместить раствор нитрата ртути(II), в другую – столько же нитрата ртути(I). В каждую пробирку добавить раствор аммиака. Наблюдать в первой пробирке выпадение белого осадка нитрата меркураммония  $[\text{Hg}_2\text{ONH}_2]\text{NO}_3$ ; во второй пробирке заметен черный осадок металлической ртути наряду с нитратом меркураммония.

Написать уравнения реакций. В чем отличие реакции взаимодействия с аммиаком солей ртути от солей цинка и кадмия?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 9. Окислительные свойства солей ртути(II)**

Налить в пробирку раствор нитрата ртути(II) и добавить к нему раствор хлорида олова(II). Наблюдать появление белого осадка каломели  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . Через несколько минут осадок темнеет. Почему?

Написать уравнения протекающих реакций.

Сделать вывод по опыту.

### **Опыт 10. Восстановительные свойства солей ртути (I) ☞ ☼**

Поместить в фарфоровый тигель небольшое количество раствора нитрата ртути(I), прибавить концентрированной азотной кислоты и кипятить 1–2 мин. Охладить жидкость и пипеткой перенести ее в пробирку. В другую пробирку поместить равный объем раствора нитрата ртути (I) и к обоим растворам прибавить немного насыщенного раствора хлорида натрия. В чем различие в поведении обоих растворов? Чем это можно объяснить?

Написать уравнения протекающих реакций.

Сделать выводы по опыту.

# Практические работы

## Галогены

1. Определить какой объем (н.у.) хлора вступает в реакцию с гидроксидом калия в горячем водном растворе, если среди продуктов обнаружено 0,46 моль эквивалентов хлорида калия.

2. Сколько мл 6,8 % раствора  $\text{KClO}_3$  ( $\rho = 1,04$  г/мл) следует взять для того, чтобы в сернокислном растворе окислить 250 мл 21 % раствора  $\text{FeSO}_4$  ( $\rho = 1,22$  г/мл)?

3. Электролиз раствора хлорида натрия проводился 5 ч при силе тока 10 А. При этом выделилось 20 л хлора (н.у.). Написать схемы электродных процессов и общее уравнение электролиза. Определить выход по току.

4. В 1 л раствора содержится 25 г  $\text{HClO}_4$ . Вычислить молярную концентрацию эквивалента  $\text{HClO}_4$ , исходя из реакции  $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ .

5. В лаборатории имеются йод, серная кислота, хлорид натрия, оксид марганца(IV) и вода. Как из этих веществ получить йодноватую кислоту? Написать уравнения реакций. Вычислить объем 35 %  $\text{HIO}_3$  ( $\rho = 1,19$  г/мл), получаемой из 20 г йода.

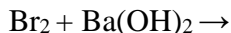
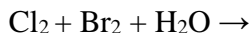
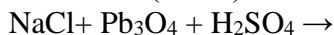
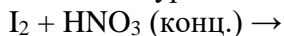
6. Неизвестный металл массой 6,75 г реагирует с хлором объемом 8,4 л (н.у.). Этот же металл может реагировать с йодом, причем в хлориде и йодиде он проявляет одну и ту же степень окисления. Какая масса йодида образуется при реакции 6,75 г металла с йодом?

7. Остаток, полученный после термического разложения хлората калия в присутствии диоксида марганца, растворили в воде. К раствору добавили избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 57,4 г. Какой объем газа (н.у.) выделился при разложении хлората калия?

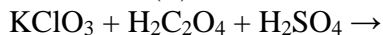
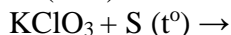
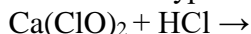
8. Определить массовую долю йодида калия, если для перевода этого вещества, содержащегося в 15,43 мл раствора

с плотностью 1,076 г/мл, в йодноватую кислоту потребовалось 0,672 л (н.у.) хлора.

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Кислород. Водород

1. Чему равна масса одной молекулы кислорода?

2. Какое количество кислорода по массе и по объему (н.у.) получится при разложении одинаковых масс (10 г) пероксида бария и оксида ртути (II)?

3. При нагревании 1,225 г бертолетовой соли выделилось 336 мл (н.у.) кислорода и образовалось 0,754 г хлорида калия. Сделать расчеты, подтверждающие формулу бертолетовой соли ( $KClO_3$ ).

4. Какой объем оксида серы (IV) (н.у.) получится при обжиге 1 тонны железного колчедана, содержащего 84 %  $FeS_2$ , и какой объем воздуха (н.у.) потребуется для обжига?

5. Какой объем водорода, измеренный при температуре  $27^\circ C$  и давлении 750 мм рт. ст., необходим для получения молибдена из 2,88 г  $MoO_3$ ?

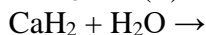
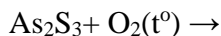
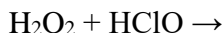
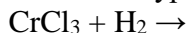
6. На восстановление 1,8 г оксида металла потребовалось 838 мл водорода (н.у.). Вычислить эквивалентную массу металла.

7. При электролизе раствора бромида одновалентного металла, содержащего 41,2 г этой соли, выделилось 4,48 л во-

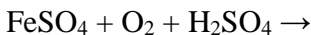
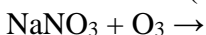
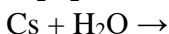
дорода (н.у.). Определить какая это соль, считая разложение соли полным.

8. При взаимодействии перманганата калия с избытком  $\text{H}_2\text{O}_2$  в сернокислом растворе выделилось 5,60 л газа (н.у.). Вычислить молярные концентрации ионов металлов в полученном растворе объемом 200 мл.

9. Составить уравнения реакций



10. Составить уравнения реакций



## Сера

1. Определить значение объемной доли (%) сероводорода в техническом газе, если 5 л (н.у.) этого газа затрачено на реакцию с 0,048 моль дихромата калия в кислой среде (остальные компоненты газа в реакцию не вступают).

2. При получении  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$  водная суспензия цинковой пыли обрабатывается диоксидом серы, после чего образовавшийся при этом  $\text{ZnS}_2\text{O}_4$  обменным разложением с содой дает малорастворимый карбонат цинка, а в растворе остается  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ . Вычислить количество цинковой пыли, объем  $\text{SO}_2$  ( $0^\circ\text{C}$  и 101,3 кПа) и объем 22,5 % раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,24$  г/мл) необходимые для получения 0,87 т готового продукта

3. Сколько мл концентрированной серной кислоты ( $\rho=1,84$  г/мл), содержащей 98 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , необходимо для растворения 10 г меди? Какой объем  $\text{SO}_2$  ( $0^\circ\text{C}$ , 101,3 кПа) выделится при этом?

4. Сколько граммов хлорсульфоновой кислоты вступило в реакцию с водой, если для нейтрализации продуктов гидролиза израсходовано 25 мл 1,2 н. NaOH?

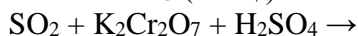
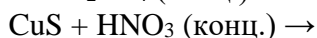
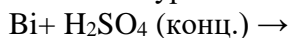
5. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60 % ( $\rho = 1,5$  г/мл) и раствора с массовой долей серной кислоты 30 % ( $\rho = 1,2$  г/мл) надо взять для приготовления 240 г раствора серной кислоты с массовой долей 50 %?

6. Какую массу пероксодисерной кислоты можно получить в результате электролиза водного раствора серной кислоты при силе тока 5А в течение 30 мин?

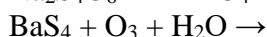
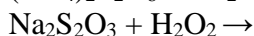
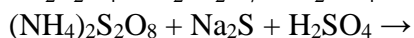
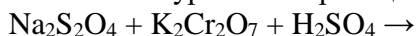
7. Сколько г сульфита натрия содержится в растворе, если на его окисление в кислой среде потребовалось 12 мл раствора перманганата калия с концентрацией 0,1 моль/л?

8. Поступающий в продажу сульфид железа должен содержать не менее 87 % FeS. Сероводород, выделившийся при действии кислоты на 1 г продажного реактива, прореагировал с 40 г 5 % йодной воды. Удовлетворяет ли этот реактив предъявляемым требованиям?

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Азот

1. «Царскую водку» получают смешением концентрированных соляной (массовая доля HCl 34%) и азотной (массовая доля HNO<sub>3</sub> 65 %) кислот, так чтобы ее состав соответствовал

мольному соотношению  $\text{HCl}:\text{HNO}_3 = 3:1$ . Найти соотношение по объему концентрированных кислот для получения «царской водки» (необходимые значения плотности растворов кислот найдите в справочной литературе).

2. Вычислить молярную концентрацию и pH раствора, полученного при растворении 1,12 л аммиака (н.у.) в одном литре воды.

3. Сколько мл азотной кислоты (плотность 1,14 г/мл) с массовой долей  $\text{HNO}_3$  20 % пошло на растворение смеси цинка и оксида цинка массой 5,95 г, если при взаимодействии этой смеси с гидроксидом натрия выделился газ объемом 1,12 л (н.у.), а при реакции цинка с  $\text{HNO}_3$  азотная кислота восстанавливается до соли аммония.

4. В 100 г 26 % раствора азотной кислоты внесли 6,35 г меди. Вычислить массовые доли (в %) веществ, содержащихся в растворе по окончании реакции. Растворимостью газообразного продукта реакции можно пренебречь.

5. Сколько мл 54 % раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность 1,34 г/мл) следует добавить к 1 л воды для получения раствора, содержащего 5 %  $\text{HNO}_3$ ?

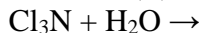
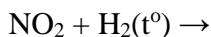
6. Сколько граммов йода и сколько мл 36 % раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность 1,22 г/мл) следует взять для получения 1 л 21 % раствора  $\text{HIO}_3$  (плотность 1,21 г/мл)? Какой объем  $\text{NO}$  ( $0^\circ\text{C}$  и 101,3 кПа) образуется при этом?

7. К 50 мл смеси азота и аммиака прибавили 150 мл водорода, смесь нагрели над платиной. В результате объем ее сократился до 160 мл. Полученную после реакции газовую смесь пропустили через 120 мл 0,2 М раствора соляной кислоты, в результате концентрация кислоты стала равной 0,182 М. Определить состав исходной газовой смеси в мольных процентах. Все объемы газов измерены при н.у.

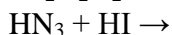
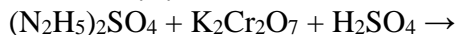
8. Определить массы образующихся в растворе солей, если через 300 г 5,6 % раствора гидроксида калия пропустили 5,6 л (н.у.) оксида азота (IV).

9. Составить уравнения реакций:





10. Составить уравнения реакций:



## Фосфор

1. Как можно получить фосфорноватистую кислоту, имея фосфор, гидроксид бария и серную кислоту? Напишите уравнения соответствующих реакций, структурную формулу кислоты и опишите её свойства.

2. В растворе фосфорной кислоты ( $\rho = 1,22$  г/мл) объемом 500 мл с массовой долей  $\text{H}_3\text{PO}_4$  28 % растворили оксид фосфора (V) массой 14,2 г. Определить массовую долю  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в полученном растворе.

3. Какое количество фосфора и бертолетовой соли было израсходовано, если при растворении образующегося при их взаимодействии  $\text{P}_2\text{O}_5$ , в 400 мл раствора фосфорной кислоты с массовой долей 85 % ( $\rho = 1,70$  г/мл), концентрация фосфорной кислоты увеличилась на 9,2 %.

4. Установить формулу водородного соединения фосфора, если оно содержит 6,11% (по массе) водорода. Плотность пара этого соединения по аргону равна 1,652.

5. Определить стандартную энтальпию образования  $\text{PCl}_5$  из следующих данных:



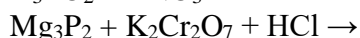
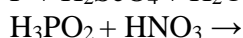
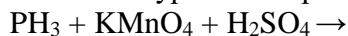
6. Для промышленного получения ортофосфорной кислоты используют фосфоритную руду, содержащую 75 % ортофосфата кальция и другие компоненты, не содержащие фосфора.

Рассчитать объем 60 % ортофосфорной кислоты ( $\rho=1,43$  г/мл), который может быть получен из 1 т руды.

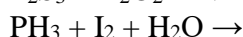
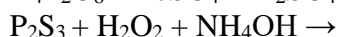
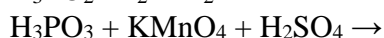
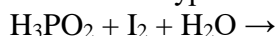
7. В каком из фосфорных удобрений – простой суперфосфат, двойной суперфосфат, преципитат, аммофос содержание фосфора выше? Выразить его в %  $P_2O_5$ .

8. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для полного окисления газа, выделившегося при действии воды на 18,2 фосфида кальция?

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Углерод

1. На карбонат кальция массой 60 г подействовали раствором хлороводородной кислоты (плотность 1,1 г/мл) объемом 50 мл с массовой долей  $HCl$  20 %. Выделяющийся газ пропущен через 0,1 М раствор  $Ca(OH)_2$  объемом 250 мл. Какое вещество образовалось? Определить его массу.

2. Плотность по водороду газовой смеси, состоящей из углекислого газа и кислорода, равна 19. Вычислить объемный состав (в %) этой смеси.

3. При пропускании через раствор гидроксида натрия оксида углерода (IV) объемом 4,9 л (н.у.) получена смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 22,9 г. Вычислить % состав (по массе) этой смеси.

4. К смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) объемом 1 л добавлен кислород объемом 1 л. После сжигания полученной смеси ее объем уменьшился до 1,8 л. Определить состав исходной смеси в % по объему. Какой минимальный объем раствора едкого натра с массовой долей NaOH 10 % (плотность 1,11 г/мл) надобится для выделения из полученной после сжигания газовой смеси чистого кислорода?

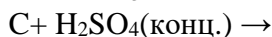
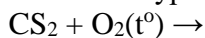
5. К 20 г остатка, полученного после прокаливания 50 г смеси карбоната магния, фосфата кальция и карбоната аммония, добавили воду и через смесь пропустили избыток углекислого газа. Масса не растворившегося осадка равна 12 г. Определить массовую долю карбоната аммония в исходной смеси.

6. Сколько г кристаллической соды необходимо для нейтрализации 250 мл 2 М раствора серной кислоты?

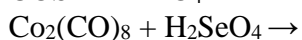
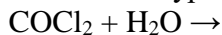
7. Рассчитать pH 10 % (плотность 1,10 г/мл) водного раствора карбоната натрия при 25°C.

8. Определить, какой объем (н.у.) CO<sub>2</sub> собран после окончания реакции между 2,14 моль KMnO<sub>4</sub> (f = 1/5) в сернокислой среде и избытком щавелевой кислоты, если выход составляет 88 %.

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Кремний

1. Оксид кремния массой 24 г прокалили с магнием массой 28,8 г. При обработке образовавшейся массы соляной кислотой выделился водород объемом 6,72 л (н.у.). Определить массу полученного кремния.

2. При сжигании кремневодорода массой 6,2 г получено 12 г оксида кремния (IV). Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14. Установить молекулярную формулу кремневодорода.

3. При сплавлении кремнезема с содой был получен силикат натрия массой 6,1 г. Выделившийся газ был поглощен раствором едкого натра (плотность 1,11 г/мл) объемом 18 мл с массовой долей NaOH 10%. Определить состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.

4. Для получения стекла смесь известняка, соды и кремнезема прокалили. Выделившийся при этом газ был поглощен 20 % раствором Ba(OH)<sub>2</sub> массой 17,1 г и плотностью 1,10 г/мл до полного растворения первоначально выпавшего осадка. Какой объем газа (н.у.) поглощен баритовой водой? Определить массовую долю соли бария в получившемся растворе.

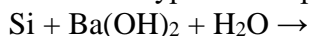
5. При сгорании газовой смеси, содержащей SiH<sub>4</sub> и CO, образуется газ и 12 г твердого вещества. После пропускания газа через избыток NaOH получают 5,3 г соли. Определить объем газовой смеси (н.у.).

6. Константа равновесия реакции  $\text{SiO} + \text{CO} \leftrightarrow \text{Si} + \text{CO}_2$  при 2000<sup>0</sup>С равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и CO<sub>2</sub>, если начальные концентрации этих веществ составляли C(CO) = 0,05 М, C(CO<sub>2</sub>) = 0,01 М?

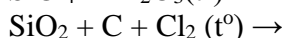
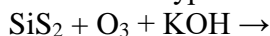
7. Найти % состав (по массе) смеси, состоящей из кремния, графита и карбоната кальция, если при обработке 34 г смеси раствором щелочи выделилось 22,4 л газа (н.у.), а при обработке такой же порции смеси соляной кислотой получено 2,24 л (н.у.) газа.

8. Рассчитать pH раствора, полученного 10-кратным (по объему) разбавлением 1 мл силикатного клея (40 % водный раствор силиката натрия с плотностью от 1,45 г/мл).

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Бор

1. В парообразном состоянии бора обнаружены двухатомные молекулы  $\text{B}_2$ . Объяснить их существование с помощью метода молекулярных орбиталей, определите кратность связи в этой молекуле и её магнитные свойства.

2. В некотором боране массовая доля бора составляет 78,26 %. Плотность борана по воздуху равна 0,953. Определить молекулярную формулу борана.

3. «Неорганический бензол» – боразол  $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$  может быть получен при нагревании смеси диборана с аммиаком. Рассчитать необходимые количества реагентов для получения 10 г боразола, считая, что реакция идет с выходом 60 %.

4. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для сгорания диборана, полученного при действии избытка кислоты на борид магния массой 10 г?

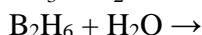
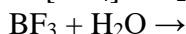
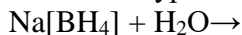
5. Какую массу оксида бора необходимо взять для получения 1 кг боразона (кристаллическая модификация нитрида бора, по твердости не уступающая алмазу)?

6. Используя справочные данные, установить возможность металлотермического получения бора при взаимодействии оксида бора и магния.

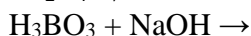
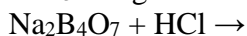
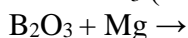
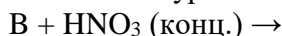
7. Вычислить рН раствора, полученного в результате растворения 1 г ортоборной кислоты в воде и доведением объема полученного раствора до 100 мл.

8. Борная кислота – бесцветное кристаллическое вещество. Её коэффициент растворимости в воде равен 4,9 (20<sup>0</sup>С) и 39,7 (100<sup>0</sup>С). Вычислить массовую долю кислоты в ее насыщенных растворах при 200С и 1000С. Сколько г борной кислоты выпадет в осадок при охлаждении 200 г насыщенного при 100<sup>0</sup>С раствора до 20<sup>0</sup>С.

9. Составить уравнения реакций:



10. Составить уравнения реакций:



## Щелочные металлы

1. После реакции между пероксидом натрия и водой общий объем раствора составил 750 мл; 10 мл полученного раствора потребовалось для нейтрализации 15 мл 0,2 н НСl. Сколько граммов пероксида натрия вступило в реакцию с водой?

2. Каким объемом 35 % раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,34$  г/мл) можно заменить 10 л 4 н раствора гидроксида калия?

3. При электролизе раствора хлорида щелочного металла образовалось 1,02 г щелочи и 112 мл водорода (н.у.). Какой это металл.

4. При электролизе водного раствора хлорида натрия получено 60 л 10,6 % – го раствора гидроксида натрия (плотность 1,12 г/мл). Какое количество хлорида натрия превратилось в гидроксид натрия?

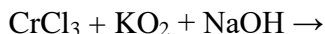
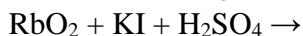
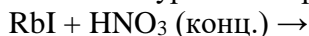
5. При прокаливании смеси гидрокарбоната и карбоната натрия массой 1 г выделилось 56 мл углекислого газа (н.у.). При действии избытка соляной кислоты на остаток выделяется газ объемом 168 мл (н.у.). Вычислите массовые доли солей в исходной смеси.

6. Калий массой 3,9 г растворили в воде объемом 200 мл. Определите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

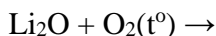
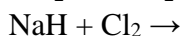
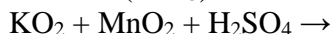
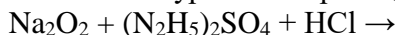
7. Через раствор, содержащий гидроксид натрия массой 60 г, пропустили углекислый газ, полученный при разложении карбоната кальция массой 200 г. Определите массы образовавшихся в растворе продуктов.

8. К раствору, содержащему фосфорную кислоту массой 19,6 г прибавили гидроксид натрия массой 22 г. Полученный раствор выпарили. Определите состав сухого остатка.

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Бериллий. Магний.

### Щелочноземельные металлы

1. После полного гидролиза 1,28 г ацетиленида кальция, полученный раствор разбавлен до 2 л. Рассчитайте рН полученного раствора.

2. Имеется 5 г смеси кальция и оксида кальция. Какова масса кальция (г) в смеси, если при реакции 1 г смеси с водой выделилось 224 мл водорода (н.у.)? Какова масса (г) воды, прореагировавшей с 1 г смеси?

3. Жесткость воды равна 4,35<sup>0</sup>Ж. Какую массу кальцинированной соды надо прибавить к 5000 л этой воды для устранения жесткости?

4. При кипячении 200 мл воды, содержащей гидрокарбонат магния, выпал осадок массой 5 мг. Чему равна жесткость этой воды?

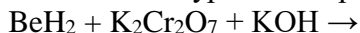
5. Пользуясь справочными данными, установить при какой температуре возможно получение негашеной извести по реакции:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ .

6. Какой объем 2М раствора серной кислоты потребуется для реакции с жженой магнезией, полученной в результате обжига образца доломита массой 200 г, содержащего 90 %  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ?

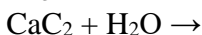
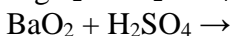
7. Сколько времени потребуется для выделения 10 г бериллия путем электролиза расплава хлорида бериллия при силе тока 3А? Какое еще вещество образуется в результате электролиза? Определите его массу и объем (при н.у.).

8. Выпадет ли осадок карбоната магния, если к 100 мл 0,01 М раствора хлорида магния прибавить 100 мл сантиметлярного раствора соды?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Алюминий

1. Амальгаму натрия и алюминия массой 5,48 г обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Нерастворенное вещество отделили от раствора и взвесили. Его масса составила 4,02 г. Определите массовый состав амальгамы (%).

2. Рассчитайте массы продуктов, полученных при электролизе 5 л водного раствора хлорида алюминия ( $\rho = 1,09$  г/мл) с массовой долей  $\text{AlCl}_3$  10 %.

3. Используя справочные данные, рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при горении 10 г железоалюминиевой термитной смеси, содержащей 25 % алюминия и 75 % магнитного железняка.

4. Установите формулу вещества с молекулярной массой 318, состоящего из алюминия (массовая доля 17,0 %), углерода (22,6 %) и кислорода (60,4 %).

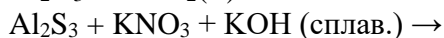
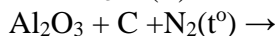
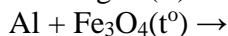
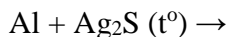
5. К соли, полученной при взаимодействии алюминия массой 30 г и серы массой 48 г, добавили избыток воды. Выделившийся газ пропустили через 0,2 М раствор сульфата кадмия объемом 10 л. Рассчитайте конечную концентрацию сульфата кадмия в растворе.

6. Сколько мл 40% раствора гидроксида натрия ( $\rho=1,43$  г/мл) требуется для растворения смеси алюминия с оксидом алюминия массой 14,1 г, если при этом выделился газ объемом 11,2 л (н.у.)?

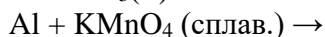
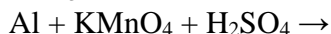
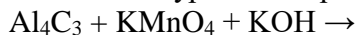
7. Определите в каком соотношении необходимо взять навески алюминия и магния, чтобы при растворении их в азотной кислоте выделились бы равные объемы азота.

8. Газ, выделившийся на аноде при промышленном получении алюминия, был пропущен до прекращения поглощения через раствор гидроксида калия с массовой долей KOH 10,5 % ( $\rho=1,1$  г/мл) объемом 1,5 л. Определите массовую долю соли, образовавшейся в растворе и массу полученного алюминия.

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



### Олово. Свинец

1. Какой объем 1,0 н. гидроксида калия необходимо добавить к 0,2 л 4 % раствора хлорида олова(II) ( $\rho = 1,03$  г/мл), чтобы последний полностью перевести в тетрагидроксоантат(II) калия?

2. Рассчитайте, выпадет ли осадок после сливания 50 мл 0,1 % раствора нитрата свинца(II) и 25 мл 0,001 % раствора хромата натрия. Плотность растворов принять равной 1 г/мл.

3. Свинцовую пластинку массой 25,0 г опустили в раствор нитрата серебра. После окончания реакции промытая и высушенная пластинка имела массу 25,9 г. Чем вызвано увеличение массы пластинки? Какое вещество и в каком количестве осталось в растворе?

4. Вычислите массу сульфата Pb(II), полученного при взаимодействии 150 г раствора нитрата свинца (II) с массовой долей  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  8 % и 70 г раствора сульфида натрия с массовой

долей  $\text{Na}_2\text{S}$  6 % и последующем воздействии на полученный осадок разбавленной азотной кислоты.

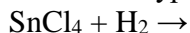
5. Предельно допустимая концентрация свинца в промышленных сточных водах 0,1 мг/л. Обеспечивается ли очистка сточных вод от свинца осаждением а) хлорида; б) карбоната; в) сульфида?

6. На основании расчета стандартного значения ЭДС реакции, определите возможность протекания реакции в кислой среде между диоксидом свинца и следующими веществами: а) соль  $\text{Fe(II)}$ ; б) бром; 3) щавелевая кислота; г) перекись водорода. Для одной из реакций рассчитайте константу равновесия.

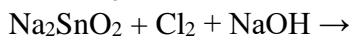
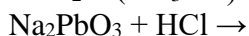
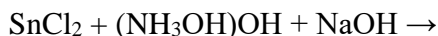
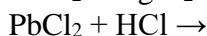
7. Предполагают, что смесь металлических опилок содержит магний, алюминий и олово. При растворении 0,75 г опилок в соляной кислоте выделилось 0,784 л водорода (н.у.). При сжигании такой же навески в токе кислорода образовалось 1,31 г оксидов. Установите процентный состав исходной смеси.

8. Олово, полученное в результате восстановления углеродом диоксида олова массой 1,51 г было растворено в концентрированной азотной кислоте. Выделившийся газ пропускают через раствор 2 М гидроксида натрия. Какой минимальный объем этого раствора потребуется для поглощения газа?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Мышьяк. Сурьма. Висмут

1. Напишите уравнение реакции окисления арсенита натрия перманганатом калия в щелочной среде и определите объем 0,1 н.  $\text{KMnO}_4$ , необходимый для окисления 2,5 г  $\text{Na}_3\text{AsO}_3$ .

2. Раствор  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$  прибавлен к подкисленному раствору йодида калия. На восстановление выделившегося йода израсходовано 27 мл 0,2 н. раствора тиосульфата. Сколько  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$  содержалось в растворе?

3. Какой газ и в каком объеме (н.у.) выделится при взаимодействии металлического висмута с 200 мл азотной кислоты, если в одном случае это разбавленный раствор  $\text{HNO}_3$ , концентрация которого равна 0,8 М, а в другом – концентрированный раствор, в котором массовая доля  $\text{HNO}_3$  48 %.

4. Сколько %  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  содержит антимонит, если при обжиге образца массой 60 г образовалось 10 л (н.у.) сернистого газа?

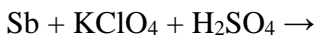
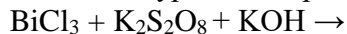
5. Сколько мл раствора 65 % азотной кислоты потребуется для растворения 5 г сульфида висмута (III)?

6. При проведении пробы Марша, сурьма (также как и мышьяк) дает металлическое «зеркало», за счет разложения выделяющегося стибина. Напишите уравнения протекающих в ходе этого анализа реакций, если анализируемое вещество содержит оксид сурьмы (III). Установите формулу стибина, если известно, что при разложении 7,46 л этого газа (н.у.) образуется 40,58 г сурьмы и 11,2 л (н.у.) водорода.

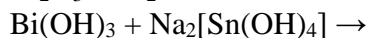
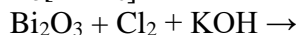
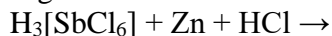
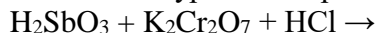
7. При действии царской водки на металлическую сурьму массой 2 г в растворе образуется комплексная кислота, которая при кипячении водного раствора разлагается с образованием оксида сурьмы (V). Сколько л водорода (н.у.) потребуется для восстановления образовавшегося оксида до металла, если выход реакции составляет 80 %?

8. Можно ли использовать висмутат натрия в кислой среде для окисления следующих веществ: а) соли  $\text{Co(II)}$ ; б) соли  $\text{Ce(III)}$ ; в) соли  $\text{Mn(II)}$ ; г) соли  $\text{Cr(III)}$ ; д) перекиси водорода? Ответ подтвердите расчетами.

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Ванадий

1. Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25 % потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака (н.у.) выделится при этом? Выход продукта реакции составляет 70 %.

2. Сколько мг железа(II) содержится в подкисленном соляной кислотой растворе, если на его титрование было израсходовано 20,5 мл 0,05 М раствора ванадата аммония?

3. Используя справочные данные, определите какие из нижеперечисленных веществ: йодид калия, сульфит натрия, сульфат железа(II), цинк можно использовать в кислой среде для: а) восстановления  $\text{VO}_2^+$  до  $\text{VO}^{2+}$  б) восстановления  $\text{VO}^{2+}$  до  $\text{V}^{3+}$ ; в) восстановления  $\text{VO}^{2+}$  до  $\text{V}^{2+}$ ; г)  $\text{VO}^{2+}$  до V.

4. Сульфат ванадия(II), полученный при восстановлении оксида ванадия(V) цинком в сернокислом растворе, был выделен в кристаллическом состоянии. При стоянии на воздухе водного раствора полученной соли выделилось 100 мл газа (н.у.). Сколько г оксида ванадия(V) вступило в реакцию?

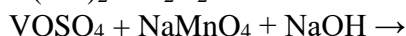
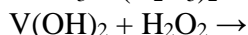
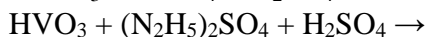
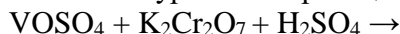
5. Установите какой оксид ванадия образовался, в результате восстановления 33,2 г оксида ванадия(IV) водородом, если в реакцию вступило 4,48 л водорода (н.у.).

6. Установите формулу кристаллогидрата сульфата ванадила(IV), если на окисление его навески массой 4,3350 г до  $V_2O_5$  в нейтральной среде потребовалось 50 мл 0,1 М раствора перманганата калия.

7. В результате растворения навески технического ванадия массой 6,75 г в горячей концентрированной серной кислоте образовался голубой раствор и выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определить % содержание ванадия в техническом препарате.

8. При действии водного раствора аммиака на раствор, содержащий 5 г калиево-ванадиевых квасцов, выпал осадок, растворившийся в соляной кислоте с образованием зеленого раствора. Сколько л кислорода (н.у.) потребуется для окисления образовавшейся в растворе соли?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Хром

1. При разложении  $K_2Cr_2O_7$  получены кислород, хромат калия и оксид хрома(III). Весь выделившийся кислород прореагировал с хромом, массой 20,4 г. В результате обработки хромата калия концентрированной серной кислотой образовался оксид хрома(VI). Сколько г оксида хрома(III) и оксида хрома(VI) было получено?

2. Пользуясь справочными данными, вычислите молярную растворимость хромата бария и определите, сколько мг этой соли может быть растворено в 500 мл воды.

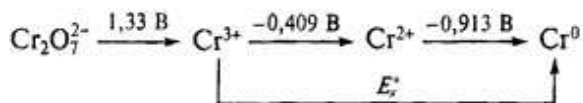
3. Хром, полученный в результате восстановления 5 г оксида хрома(III) алюминием, растворили в горячей концентрированной серной кислоте. Какую массу кристаллогидрата  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  можно выделить из полученного раствора?

4. Сколько кг хромистого железняка (с массовой долей хромита железа 30 %) и каменного угля (с массовой долей углерода 90 %) потребуется для получения хрома массой 200 кг?

5. Кристаллогидрат хлорида хрома массой 5,33 г теряет при обезвоживании 2,16 г воды. Установите формулу кристаллогидрата.

6. Хватит ли газа, выделившегося при действии избытка соляной кислоты на 58,8 г дихромата калия, для получения 20 г бертолетовой соли?

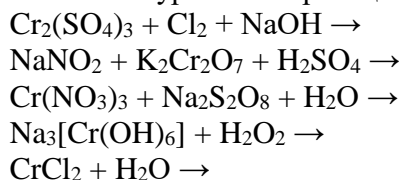
7. На основании фрагмента диаграммы Латимера ( $\text{pH} = 0$ )



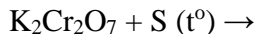
а) рассчитайте значение  $E_x^0$ ; б) определите термодинамическую возможность взаимодействия раствора  $\text{CrCl}_2$  с кислородом ( $p(\text{O}_2) = 1 \text{ атм}$ ), если  $E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ В}$ ; ответ подтвердите расчетом  $\Delta G^0$ . Напишите уравнение реакции, укажите как меняется цвет раствора в ходе реакции.

8. Как изменяется электродный потенциал системы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  при изменении кислотности среды? Рассчитайте, при каких значениях рН дихромат калия окисляет: а) йодид – ионы; б) ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ; в) нитрит- ионы?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Марганец

1. Какую массу диоксида марганца и какой объем раствора концентрированной соляной кислоты ( $\omega = 36,5\%$ ,  $\rho = 1,18$  г/мл) надо израсходовать, чтобы полученным хлором вытеснить весь бром из 238 г 10 % раствора бромида калия.

2. Кислород, выделяющийся при разложении перманганата калия, был весь израсходован на превращение оксида марганца(IV) в манганат калия в щелочной среде. Определите массу разложившегося перманганата калия и образовавшегося манганата калия, если в реакцию вступил раствор гидроксида калия ( $\rho = 1,2$  г/мл) объемом 50 мл с массовой долей гидроксида калия 22 %.

3. Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с йодидом калия в сернокислом растворе. Какая масса йода выделится, если в реакцию вступило 0,3 л раствора перманганата калия ( $\rho = 1,04$  г/мл) с массовой долей  $\text{KMnO}_4$  6 %.

4. Сколько г перманганата калия потребуется для полного окисления 1 г глюкозы в кислой среде?

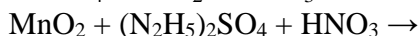
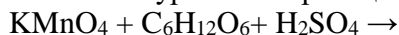
5. Установите на основании расчета стандартной ЭДС реакции может ли перманганат калия в кислой среде окислить: а) пероксид натрия; б) алюминий; в) сульфат церия(III); г) сульфат хрома(III); д) нитрит калия? Для одной из реакций, рассчитайте константу равновесия.

6. Пользуясь справочными данными, рассчитайте тепловой эффект реакции алюмотермического получения марганца из диоксида марганца.

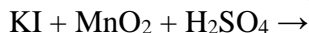
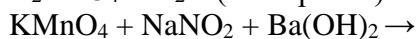
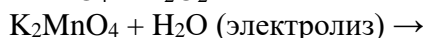
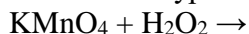
7. При каком минимальном значении рН возможно выпадение осадка гидроксида марганца(II) из 0,01 М раствора сульфата марганца(II)?

8. При растворении в соляной кислоте сухого остатка, полученного в результате прокаливания нитрата марганца(II), выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). Какой объем горячего раствора гидроксида калия с концентрацией 2 М потребуется для полного поглощения этого газа? Какая масса нитрата марганца подверглась разложению?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Железо. Кобальт. Никель

1. Железную пластинку массой 15 г опустили в раствор сульфата меди. По окончании реакции масса пластины оказалась равной 15,75 г. Определите массу растворившегося железа.

2. Решите следующие задачи: а) сколько мл воды надо взять для растворения 27,8 г  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , чтобы приготовить 8%-й (по массе) раствор  $\text{FeSO}_4$ ? б) сколько грамм  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  следует добавить к этому раствору, чтобы процентное содержание  $\text{FeSO}_4$  возросло до 15 % (по массе)?

3. При электролизе раствора, содержащего 2,895 г смеси  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$  на катоде выделилось 1,12 г металла. Вычислите массовую долю (в процентах) каждого из компонентов исходной смеси, если электролиз производили до полного осаждения железа.

4. При взаимодействии раствора хлорида железа(III) с сероводородом может происходить реакция



Пойдет ли эта реакция в стандартных условиях ( $C = 1$  моль/л,  $p = 1$  атм) при  $T = 298$  К? Определите константу равновесия реакции в стандартных условиях.

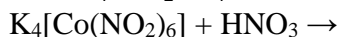
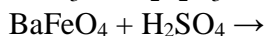
5. На взаимодействие смеси меди, железа и алюминия со щелочью потребовалось 13,33 г гидроксида натрия. При хлорировании такой же навески смеси в реакцию вступило 12,5 л хлора (н.у.). При действии на такую же навеску соляной кислоты с массовой долей HCl 10 % ее потребовалось 344 мл ( $\rho = 1,1$  г/мл). Установите % состав смеси.

6. При действии избытка раствора нитрата серебра на 100 мл 0,1 М растворов лутеосоли ( $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ) и пурпуреосоли ( $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ ) выпало 4,31 г и 2,87 г осадка, соответственно. Установите координационные формулы этих солей и назовите их по систематической номенклатуре.

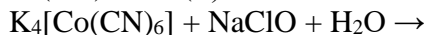
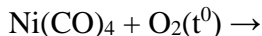
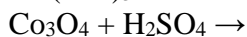
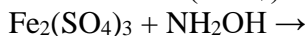
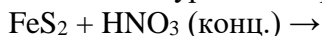
7. Используя справочные данные, рассчитайте стандартное значение ЭДС железо-никелевого и никель-кадмиевого аккумуляторов.

8. При действии на карбонил никеля концентрированной азотной кислоты выделилась смесь газов при пропускании которой через известковую воду образовалось 2 г осадка. Сколько г карбонила никеля вступило в реакцию?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



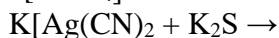


8. Пользуясь справочными данными, рассчитайте, как изменится растворимость йодида серебра(I) в 1 М аммиачном растворе по сравнению с водным раствором.

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



### Цинк. Кадмий. Ртуть

1. Сколько цинка, содержащего 5 % примесей, требуется для получения 100 мл водорода, измеренного при 20<sup>0</sup>C и 740 мм рт. ст.?

2. Вычислите теплоту образования ZnO исходя из уравнения реакции  $\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$ ;  $\Delta H = -237$  кДж/моль,  $\Delta H^0(\text{CO}) = -110$  кДж/моль.

3. Определите молярность и нормальность 25 % раствора  $\text{CdSO}_4$  ( $\rho = 1,2$  г /мл)

4. Используя справочные данные, рассчитайте концентрацию свободных ионов кадмия в 0,1 М растворе  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ . Выпадет ли осадок сульфида кадмия при действии на этот раствор равным объемом 0,1 М раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ ?

5. При переработке сплава был получен раствор, содержащий нитраты кадмия, цинка и ртути(II). Предложите способы разделения цинка, кадмия, ртути и получения их в виде простых веществ.

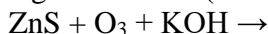
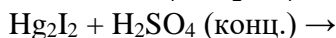
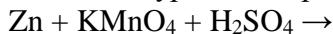
6. В 20 % раствор нитрата ртути (I) массой 264 г поместили железные опилки. Через некоторое время массовая доля

нитрата ртути(I) в растворе понизилась до 6 %. Какая масса ртути получена в результате реакции?

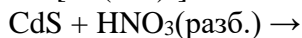
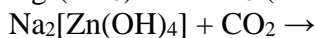
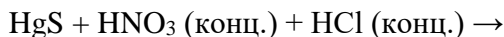
7. Рассчитайте массы продуктов термического разложения 10 г роданида (тиоцианата) ртути(II) – сульфида ртути(II), нитрида углерода и сероуглерода (эту эффективную реакцию часто используют в качестве «фараоновой змеи»).

8. Для демеркуризации (удаление ртути) жилых помещений часто используют следующие составы: 0,2 % подкисленный раствор перманганата калия, 20 % раствор хлорида железа(III). Рассчитайте массу этих растворов, необходимую для нейтрализации пролитой из медицинского термометра ртути (около 4 г ртути).

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



## Рекомендуемая литература

1. Современная неорганическая химия в 2 т. Т.1. Физико-химические основы неорганической химии. Химия переходных элементов / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов, М.Е. Тамм, А.В. Шевельков – Москва : Лаборатория знаний, 2025. – 670 с.

2. Современная неорганическая химия в 2 т. Т.2. Химия переходных элементов / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов, М.Е. Тамм, А.В. Шевельков – Москва : Лаборатория знаний, 2025. – 791 с.

3. Неорганическая химия. Химия элементов : учебник в 2 т. Т.1. / А.Н. Григорьев, Л.И. Мартыненко, Ю.Д. Третьяков, А.Ю. [и др.] – Москва : Изд-во Московского ун-та, 2023. – 589 с.

4. Тамм, М.Е. Неорганическая химия в 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков – Москва : Изд. центр «Академия», 2004. – 240 с.

5. Неорганическая химия в 3 т. Т. 2. Химия переходных элементов / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов – Москва : Изд. центр «Академия», 2004. – 368 с.

6. Неорганическая химия в 3 т. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 1. / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. – Москва : Изд. центр «Академия», 2007. – 352 с.

7. Дроздов, А.А., Зломанов. В.П., Мазо, Г.Н., Спиридонов, Ф.М. Неорганическая химия в 3 т. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 2. / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов – Москва : Изд. центр «Академия», 2007. – 400 с.

8. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов – Санкт-Петербург : Лань, 2014. – 743 с.

9. Практикум по неорганической химии / под ред. Ю.Д. Третьякова. – Москва: Изд. Центр «Академия», 2004. – 384 с.

10. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм – Москва : Изд. центр «Академия», 2008. – 208 с.

11. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Корнев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М. Дунаева – Москва : Мир, 2004. – 368 с.

12. Шрайвер, Д. Неорганическая химия в 2 т. Т. 1/ Д. Шрайвер, П. Эткинс – Москва : Мир, 2004. – 679 с.

13. Координационная химия / В.В. Скопенко, А.Ю. Цивадзе, Л.И. Савронский, А.Д. Гарновский. – Москва : ИКЦ «Академкнига», 2007. – 487с.


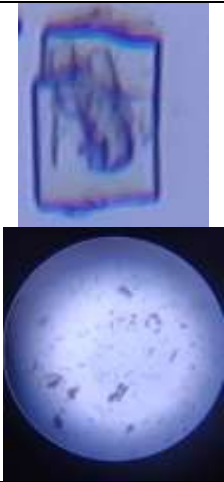
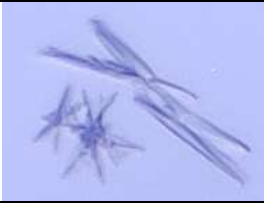
# Приложение

## Микрористаллоскопический анализ

*Микрористаллоскопический анализ* основан на обнаружении веществ по форме, величине и окраске их кристаллов. В большинстве случаев для идентификации химических соединений с помощью микрористаллоскопического метода определяют форму или окраску не самих исследуемых веществ, а кристаллических продуктов, которые образуются при взаимодействии этих соединений с соответствующими реактивами. Форму и окраску кристаллов определяют с помощью микроскопа. Микрористаллоскопические реакции выполняют на предметных стеклах, на которые наносят растворы исследуемых веществ, добавляют к ним растворы соответствующих реактивов, а затем под микроскопом наблюдают форму и окраску образовавшихся кристаллов. Образующиеся кристаллы должны быть относительно крупными. При определении формы кристаллов под микроскопом обыкновенно пользуются увеличением в 30–80 раз (общее увеличение микроскопа равно произведению увеличений объектива и окуляра). Несмотря на некоторые достоинства микрористаллоскопического метода, он имеет и ряд недостатков. Основной из них заключается в том, что при выполнении микрористаллоскопических реакций в ряде случаев довольно трудно получить кристаллы строго определенной формы, которая зависит от многих факторов (концентрации исследуемого вещества, объема и концентрации реактива, наличия примесей, природы растворителя, условий кристаллизации, скорости образования кристаллов, испарения жидкостей на предметном стекле, рН среды и др.). Ограниченное число форм кристаллов, образующихся при микрористаллоскопических реакциях приводит к тому, что одну и ту же форму могут иметь кристаллы нескольких веществ. Отсутствие научно обоснованной номенклатуры форм кристаллов, образующихся при микрористаллоскопических реакциях, препятствует широкому применению этого метода в анализе.

Таблица 1

## Формы некоторых кристаллов

Название	Внешний вид
Ромбическая сера	
Гидротартрат калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$	
Фосфат магнийаммония $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	

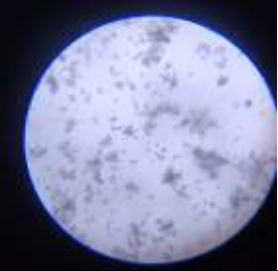




	
<p>Гипс <math>\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}</math></p>	 
<p>Бихромат серебра</p>	 



Таблица 2

**Константы диссоциации кислот и оснований  
в водных растворах при 25<sup>0</sup>С**

Электролит	К
Кислоты	
Азотистая $\text{HNO}_2$	$5,13 \cdot 10^{-4}$
Борная (орто) $\text{H}_3\text{BO}_3$	$7,08 \cdot 10^{-10} (\text{K}_1)$
	$1,82 \cdot 10^{-13} (\text{K}_2)$
	$1,58 \cdot 10^{-14} (\text{K}_3)$
Борная $\text{B}(\text{OH})_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватистая $\text{HBrO}$	$2,00 \cdot 10^{-9}$

Винная	$1,05 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>1</sub> ) $3,02 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
Йодноватистая HIO	$2,29 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета) H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$2,19 \cdot 10^{-10}$ (K <sub>1</sub> ) $1,58 \cdot 10^{-12}$ (K <sub>2</sub> )
Муравьиная HCOOH	$1,78 \cdot 10^{-4}$
Перекись водорода H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	$2,00 \cdot 10^{-12}$
Серная H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$1,00 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>2</sub> )
Сернистая H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,40 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>1</sub> ) $6,31 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
Сероводородная H <sub>2</sub> S	$1,02 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>1</sub> ) $2,51 \cdot 10^{-13}$ (K <sub>2</sub> )
Синильная HCN	$5,01 \cdot 10^{-10}$
Угольная H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,47 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>1</sub> ) $4,79 \cdot 10^{-11}$ (K <sub>2</sub> )
Уксусная CH <sub>3</sub> COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7,08 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>1</sub> ) $6,17 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> ) $5,01 \cdot 10^{-13}$ (K <sub>3</sub> )
Фтористоводородная HF	$6,46 \cdot 10^{-4}$
Хлористая HClO <sub>2</sub>	$1,10 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Щавелевая H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$5,62 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>1</sub> ) $5,37 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
<b>Основания</b>	
Гидроксид аммония NH <sub>4</sub> OH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Этилендиамин H <sub>2</sub> N CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	$8,51 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>1</sub> ) $7,08 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
AgOH	$1,10 \cdot 10^{-4}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$1,38 \cdot 10^{-9}$ (K <sub>3</sub> )
Cd(OH) <sub>2</sub>	$5,01 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>2</sub> )
Co(OH) <sub>2</sub>	$3,98 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
Cu(OH) <sub>2</sub>	$3,39 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>2</sub> )

$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$1,00 \cdot 10^{-10}$ ( $K_3$ )
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,29 \cdot 10^{-4}$ ( $K_2$ )
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ ( $K_2$ ) $1,29 \cdot 10^{-12}$ ( $K_3$ )
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$2,51 \cdot 10^{-3}$ ( $K_2$ )
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,51 \cdot 10^{-5}$ ( $K_2$ )
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$ ( $K_1$ ) $3,02 \cdot 10^{-8}$ ( $K_2$ )
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,37 \cdot 10^{-5}$ ( $K_1$ ) $1,51 \cdot 10^{-9}$ ( $K_2$ )

Таблица 3

**Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов**

<b>Индикатор</b>	<b>pH</b>	<b>Переход окраски</b>
Метилловый оранжевый	3,1—4,0	Красный-желтый
Метилловый красный	4,2—6,2	Красный-желтый
Лакмус	5,0—8,0	Красный-синий
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтый-синий
Феноловый красный	6,8—8,4	Желтый-красный
Тимолфталеин	9,3—10,5	Бесцветный-синий
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветный-малиновый

Таблица 4

**Произведения растворимости (ПР) некоторых малорастворимых веществ в воде при 25<sup>0</sup>С**

<b>Вещество, формула</b>	<b>ПР</b>
<b>Хлориды</b>	
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$
CuCl <sub>2</sub>	$1,8 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-18}$
PbCl <sub>2</sub>	$2,4 \cdot 10^{-4}$
<b>Бромиды</b>	
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$
CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$
Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	$5,2 \cdot 10^{-23}$
PbBr <sub>2</sub>	$7,4 \cdot 10^{-5}$
<b>Йодиды</b>	
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	$4,5 \cdot 10^{-29}$
PbI <sub>2</sub>	$8,7 \cdot 10^{-9}$
<b>Сульфиды</b>	
Ag <sub>2</sub> S	$1,6 \cdot 10^{-49}$
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-72}$
CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CoS(α)	$3,1 \cdot 10^{-23}$
CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Cu <sub>2</sub> S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
FeS	$4,0 \cdot 10^{-20}$
HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
Hg <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-45}$
MnS (телесного цвета)	$2,5 \cdot 10^{-10}$
NiS(α)	$3,0 \cdot 10^{-21}$
PbS	$6,8 \cdot 10^{-29}$
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$3,0 \cdot 10^{-27}$
SnS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
ZnS	$7,9 \cdot 10^{-26}$
<b>Сульфаты</b>	
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$

BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaSO <sub>4</sub>	$6,1 \cdot 10^{-5}$
SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$2,8 \cdot 10^{-7}$
PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Карбонаты	
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaCO <sub>3</sub>	$8,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-14}$
CdCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Hg <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$9,0 \cdot 10^{-17}$
FeCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$
MgCO <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-5}$
MnCO <sub>3</sub>	$8,8 \cdot 10^{-11}$
PbCO <sub>3</sub>	$1,5 \cdot 10^{-13}$
SrCO <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-9}$
ZnCO <sub>3</sub>	$2,7 \cdot 10^{-8}$
Хроматы	
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$9,0 \cdot 10^{-12}$
BaCrO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-10}$
CaCrO <sub>4</sub>	$2,3 \cdot 10^{-2}$
PbCrO <sub>4</sub>	$1,77 \cdot 10^{-14}$
SrCrO <sub>4</sub>	$3,5 \cdot 10^{-5}$
Оксалаты	
Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-11}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O	$1,6 \cdot 10^{-7}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · H <sub>2</sub> O	$2,6 \cdot 10^{-9}$
CdC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · 3H <sub>2</sub> O	$1,5 \cdot 10^{-8}$
MgC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$8,6 \cdot 10^{-5}$
PbC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-11}$
SrC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$5,6 \cdot 10^{-8}$
ZnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$7,5 \cdot 10^{-9}$
NiC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$4,2 \cdot 10^{-10}$
Фосфаты	
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-18}$
AlPO <sub>4</sub>	$5,8 \cdot 10^{-19}$
MgNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-13}$

$\text{CaHPO}_4$	$2,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-25}$
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-34}$
$\text{FePO}_4$	$1,1 \cdot 10^{-26}$
Гидроксиды	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,9 \cdot 10^{-32}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,4 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-16}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$5,4 \cdot 10^{-31}$
$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-20}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,1 \cdot 10^{-39}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-11}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$8,7 \cdot 10^{-19}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$6,8 \cdot 10^{-13}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-26}$
$\text{Ti}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$

Таблица 5

**Константы устойчивости комплексных ионов  
в водных растворах**

Комплексный ион	Константа устойчивости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,7 \cdot 10^7$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,1 \cdot 10^5$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,9 \cdot 10^{13}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1,0 \cdot 10^{33}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{20}$
$[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$	$1,0 \cdot 10^{56}$
$[\text{BiI}_4]^-$	$3,2 \cdot 10^{14}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^2$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^5$

$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,6 \cdot 10^6$
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^3$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$9,3 \cdot 10^{27}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,3 \cdot 10^6$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{16}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$1,7 \cdot 10^3$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,8 \cdot 10^{29}$
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^8$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^9$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{19}$

Таблица 6

**Стандартные электродные потенциалы  
в водных растворах при 25<sup>0</sup>C**

Электродный процесс	E <sup>0</sup> , В
Азот	
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94

$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,03
$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,12
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,25
$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,45
Алюминий	
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,66
Барий	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,91
Бром	
$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
Ванадий	
$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,17
$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26
$\text{VO}_2^+ + 3\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{V}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34
$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{V}_2\text{O}_5(\text{т}) + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96
Висмут	
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e} = \text{Bi}$	0,22
$\text{BiO}_3^- + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,80
Водород	
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,00
Железо	
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e} = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,36
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77
Золото	

$\text{Au}(\text{CN})_2 + e = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,50
$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	1,69
Йод	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,54
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,09
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
Кадмий	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,40
Калий	
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,92
Кальций	
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,87
Кислород	
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e = 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6e = 3\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
Кобальт	
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2e = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,28
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + e = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10
$\text{Co}(\text{OH})_3 + e = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	1,84
Литий	
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,05
Магний	

$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2,36
Марганец	
$Mn^{2+} + 2e = Mn$	-1,18
$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	0,56
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	1,69
Медь	
$Cu(CN)_2^- + e = Cu + 2CN^-$	-0,43
$Cu(OH)_2 + 2e = Cu + 2OH^-$	-0,22
$CuI + e = Cu + I^-$	-0,19
$Cu(NH_3)_4^{2+} + 2e = Cu + 4NH_3$	-0,07
$Cu^{2+} + e = Cu^+$	0,15
$Cu^{2+} + 2e = Cu$	0,34
$CuO + 2H^+ + 2e = Cu + H_2O$	0,57
$2CuO + 2H^+ + 2e = Cu_2O + H_2O$	0,67
$Cu^{2+} + I^- + e = CuI$	0,86
Мышьяк	
$As^{3+} + 3e = As$	0,30
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e = H_3AsO_3 + H_2O$	0,56
$AsO_4^{3-} + 4H^+ + 2e = AsO_2^- + 2H_2O$	0,98
$AsO_4^{3-} + 8H^+ + 5e = As + 4H_2O$	0,65
Натрий	
$Na^+ + e = Na$	-2,71
Никель	
$Ni(NH_3)_6^{2+} + 2e = Ni + 6NH_3$	-0,49
$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,25
$NiO + 2H^+ + 2e = Ni + H_2O$	0,12
$NiO_2 + 4H^+ + 2e = Ni^{2+} + 2H_2O$	1,68
Олово	
$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0,14
$SnO_2 + 4H^+ + 4e = Sn + 2H_2O$	-0,11
$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	0,15
Ртуть	
$HgS + 2e = Hg + S^{2-}$	-0,69

$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{HgI}_4^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
$\text{HgCl}_4^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,85
$2\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
Свинец	
$\text{PbCl}_2 + 2e = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,27
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,13
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	1,69
Сера	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8e = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8e = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
Серебро	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,34
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,37
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,17
Углерод	
$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HCOOH}$	-0,20
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	0,20

Фосфор	
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{e} = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2,05
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,57
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P}(\text{белый}) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P}(\text{белый}) + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P}(\text{красный}) + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,38
Фтор	
$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Хлор	
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63
Хром	
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,74
$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
Цинк	
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76

*Учебное издание*

Чернова Светлана Павловна  
Кропачева Татьяна Николаевна

**Неорганическая химия: руководство для  
лабораторных и практических работ**

Практикум

*Авторская редакция  
Компьютерная верстка: Т.В. Опарина*

Подписано в печать 23.03.2026. Формат 60x84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Усл. печ. л. 8,8. Уч.-изд. л. 7,8.  
Тираж 39 экз. Заказ № 417

Издательский центр «Удмуртский университет»  
426034, Ижевск, ул. Ломоносова, 4Б, каб. 021  
Тел.: +7(3412)916-364 E-mail: editorial@udsu.ru

Типография  
Издательского центра «Удмуртский университет»  
426034, Ижевск, ул. Университетская, 1, корп. 2.  
Тел. 68-57-18