

Министерство образования и науки Российской Федерации

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

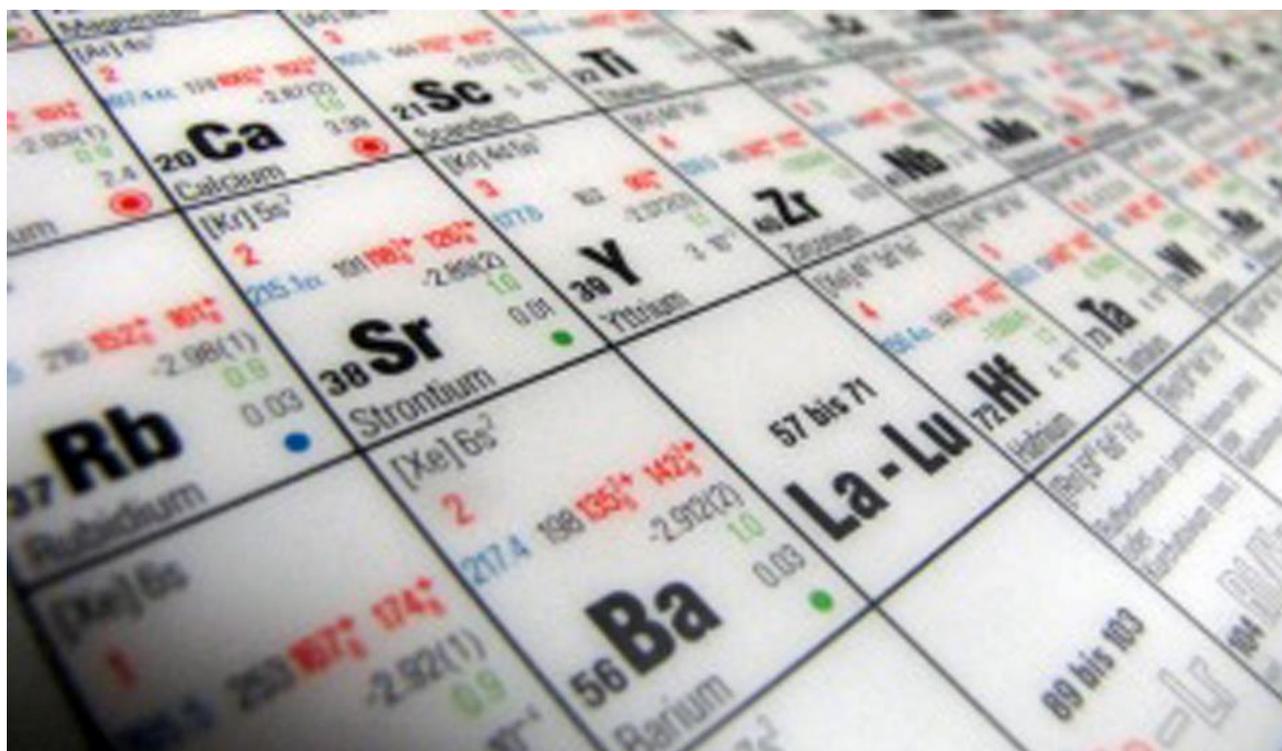
Инженерно-физический факультет

Т.А. Родина, Г.Г. Охотникова

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть II – Металлы

Учебное пособие



Благовещенск

2017

ББК 24.1 я 73
Р 60

*Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
университета*

Составители: Родина Т.А., Охотникова Г.Г.

Лабораторный практикум по неорганической химии. Часть II – Металлы. Учебное пособие. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2017. – 60 с.

Пособие предназначено для студентов 1 курса направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология» и является частью методического обеспечения дисциплины «Общая и неорганическая химия», включающего рабочую программу, лабораторный практикум, методические указания по самостоятельной работе, методические указания к практическим занятиям и методические указания к лабораторному практикуму, контрольно-измерительные материалы по дисциплине, презентационные материалы.

Учебное пособие включает 9 лабораторных работ по неорганической химии металлов, выполнение которых позволит студентам закрепить теоретические знания и приобрести практические навыки в работе с реактивами, оборудованием и приборами. Пособие составлено в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия».

Для самостоятельной работы студентов предлагаются контрольные вопросы, контрольные задания, упражнения и задачи.

В авторской редакции

Рецензенты: А.В. Иванов, д.х.н., профессор, заведующий лабораторией ИГиП ДВО РАН;
В.И. Митрофанова, к.х.н., доцент кафедры химии и естествознания АмГУ.

© Амурский государственный университет, 2017

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
Лабораторная работа 1. Щелочные металлы и их соединения.....	7
Лабораторная работа 2. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения.....	11
Лабораторная работа 3. Бор, алюминий и их соединения.....	15
Лабораторная работа 4. Олово, свинец и их соединения.....	20
Лабораторная работа 5. Медь, серебро, цинк и их соединения.....	24
Лабораторная работа 6. Железо, кобальт, никель и их соединения.....	29
Лабораторная работа 7. Коррозия металлов.....	34
Лабораторная работа 8. Марганец и его соединения.....	38
Лабораторная работа 9. Хром и его соединения.....	42
Приложение. Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	47
Справочные таблицы.....	52
Библиографический список.....	60

ПРЕДИСЛОВИЕ

В образовательном процессе, целью которого является реализация образовательной программы по направлению подготовки 18.03.01 Химическая технология, дисциплина «Общая и неорганическая химия», изучаемая студентами 1 курса, играет немаловажную роль, закладывая основы объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения.

Лабораторный практикум по неорганической химии является не только обязательной частью указанной дисциплины, но и важнейшим этапом учебного процесса в целом, поскольку формирует как основы экспериментального исследования свойств химических соединений, так и многие практические навыки, из которых в дальнейшем складывается личность специалиста в области химической технологии. Лабораторные работы, выполняемые в рамках практикума по неорганической химии, облегчают процесс формирования навыков исследовательской работы, способствуют углублению, развитию и систематизации химических знаний, необходимых при решении практических вопросов разного уровня сложности в ходе выполнения профессиональных задач в области общепрофессиональной, производственно-технологической, научно-исследовательской и проектной деятельности.

Основные задачи лабораторного практикума по неорганической химии определяются содержанием Федерального государственного образовательного стандарта. Требования к результатам освоения образовательной программы бакалавриата, реализуемые в рамках дисциплины «Общая и неорганическая химия», заключаются в формировании следующих компетенций:

- способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (**ОПК-1**);
- готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире (**ОПК-3**);
- способность планировать и проводить физические и химические экспе-

рименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, математически моделировать физические и химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения (ПК-21);

➤ способность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности (ПК-23).

В результате освоения лабораторного практикума по дисциплине студент должен демонстрировать следующие результаты образования:

- **знать:** основные законы общей и неорганической химии, классификацию и свойства химических элементов, веществ и соединений;

- **уметь:** использовать основные элементарные методы химического исследования веществ и соединений; составлять химические уравнения, описывающие свойства основных классов химических соединений; составлять молекулярно-ионные уравнения диссоциации и гидролиза и определять реакцию среды; составлять уравнения процессов окисления-восстановления, определять окислитель и восстановитель; определять ЭДС гальванического элемента и проводить процесс электролиза; оценивать влияние природы металла, среды и внешних условий на процессы коррозии металлов;

- **владеть:** инструментарием для решения математических, физических и химических задач в своей предметной области; информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений; базовыми знаниями в области различных разделов химии для усвоения дисциплин профессионального и естественно-математического цикла; практическими навыками работы с химической литературой, справочными изданиями, словарями; владеть техникой химических экспериментов, навыками работы с химической посудой и оборудованием, навыками исследовательской работы в химической лаборатории.

Настоящее учебное пособие включает 9 лабораторных работ, в которых рассматриваются методы получения и химические свойства важнейших химических элементов-металлов и их соединений. Поскольку в изложении лабора-

торных работ не имеется теоретического вступления, для подготовки к каждому занятию необходимо самостоятельное изучение материала темы, часть которого была изложена в рамках лекционного курса. Вспомогательные материалы для организации подготовки к выполнению лабораторного практикума и правила оформления отчета по лабораторным работам приведены в методических указаниях к лабораторному практикуму.

Прежде, чем приступить к выполнению работы, студенты должны изучить соответствующий теоретический материал, продумать ход выполнения работы, подобрать необходимые посуду и реактивы, собрать установку. На выполнение каждой лабораторной работы отводится 4 часа учебного времени.

При выполнении лабораторных работ студенты формируют навыки работы с лабораторной посудой, реактивами и оборудованием, методами химического исследования веществ, методиками проведения химического эксперимента, приобретают опыт обработки экспериментальных данных, анализа результатов и построения выводов на их основе.

В учебном пособии приведены методики проведения экспериментов, справочные данные, контрольные вопросы и задания для закрепления изученного материала, требования техники безопасности и приемы работы в химической лаборатории.

Лабораторная работа 1

Щелочные металлы и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Как изменяются атомные радиусы, потенциалы ионизации, химическая активность простых веществ от лития к цезию?
2. Охарактеризуйте отношение щелочных металлов к водороду, кислороду, воде и кислотам. Чем литий по своим свойствам отличается от других щелочных металлов?
3. Сравните физические и химические свойства гидридов щелочных металлов и водородные соединения неметаллов. Объясните эти различия на основе представлений о химической связи.
4. Напишите уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Как изменяется сила и растворимость гидроксидов от лития к цезию? Дайте объяснения.
5. Составьте схемы электрохимических процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида калия. Можно восстановить ион калия при помощи химических реакций из водного раствора? Дайте объяснение.
6. Охарактеризуйте строение кристаллов хлорида калия и хлорида цезия. Укажите тип химической связи, координационные числа натрия и цезия, величины эффективных зарядов. Дайте объяснения.
7. Каковы физические и химические свойства солей щелочных металлов: растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства?

Оборудование: кристаллизатор, ложечки для сжигания веществ, фарфоровый тигель, штатив с кольцом, фарфоровый треугольник, штативы с пробирками, спиртовки, спички, пинцет, лучинки, нихромовая проволока, фильтровальная бумага.

Реактивы: литий металлический, натрий металлический, калий металлический, пероксид натрия (крист.), нитрат калия (крист.), сульфид натрия (крист.),

хлорид калия (крист.), карбонат калия (крист.); растворы: серная кислота (2 н), соляная кислота (2 н), иодид калия (0,5 н), раствор крахмала, фенолфталеин; дистиллированная вода.

При работе со щелочными металлами соблюдать осторожность! Не брать щелочные металлы руками! Нельзя выбрасывать остатки щелочных металлов в мусорную корзину!

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие лития и натрия с кислородом воздуха

Опыт проводить в вытяжном шкафу

а) В ложечку для сжигания веществ поместите кусочек металлического лития и внесите ложку в пламя спиртовки. Наблюдайте плавление металла, а затем его сгорание. Отметьте цвет пламени. Напишите уравнение реакции. Растворите полученное соединение в небольшом количестве воды и испытайте раствор индикатором. Сделайте вывод о химическом характере полученного соединения. Напишите уравнение реакции.

б) С помощью пинцета выньте из банки с керосином небольшой кусочек металлического натрия размером с горошину. Отожмите его с помощью фильтровальной бумаги и поместите в фарфоровый тигель. Укрепите тигель в фарфоровом треугольнике на кольце штатива и осторожно нагрейте на пламени спиртовки до воспламенения натрия, после чего потушите спиртовку.

Какое соединение образовалось в результате реакции? Напишите уравнение реакции. Добавьте в тигель несколько капель раствора иодида калия и 2 н раствора серной кислоты, а затем 1-2 капли раствора крахмала. Что наблюдаете? О чем свидетельствует изменение окраски? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Взаимодействие щелочных металлов с водой

Опыт проводить в вытяжном шкафу

Возьмите небольшой кусочек металлического лития, обсушите его фильтровальной бумагой и поместите в кристаллизатор с водой. Наблюдайте за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. После окончания реакции испы-

тайте образовавшийся раствор фенолфталеином. Аналогичные опыты проведите с натрием и калием. Какой газ выделяется в ходе реакций? Сравните химическую активность изученных щелочных металлов. От чего она зависит? Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие пероксида натрия с водой

В пробирку налейте 1 мл дистиллированной воды и добавьте несколько кристаллов пероксида натрия. Докажите опытным путем, какой газ выделяется в ходе реакции и какое вещество образуется в растворе. Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Гидролиз солей щелочных металлов

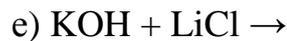
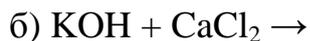
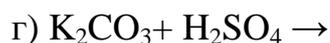
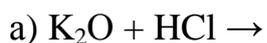
В четыре пробирки поместите порознь по несколько кристаллов солей: нитрат калия, сульфид натрия, хлорид калия и карбонат калия. Прилейте в каждую пробирку по 2 мл дистиллированной воды. Какие соли должны подвергаться гидролизу? Докажите это опытным путем. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Опыт 5. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

В бесцветное пламя горелки внесите платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то следует промыть проволоку соляной кислотой и прокалить в пламени спиртовки до получения бесцветного пламени. Опустите проволоку в раствор хлорида калия и внести в бесцветное пламя спиртовки. Что наблюдаете? Отметьте цвет пламени. Проведите аналогичные опыты с растворами хлоридов натрия и лития. Проволоку после каждого опыта промывайте раствором соляной кислоты и прокаливайте до полного исчезновения окрашивания пламени.

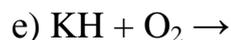
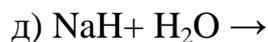
Контрольные задания:

1. Чем объяснить, что растворы гидроксида натрия и гидроксида калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Напишите уравнения происходящих при этом реакций.
2. Допишите уравнения реакций, протекающих до конца:



Дайте объяснения.

3. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



4. Предложите все возможные способы превращений по следующей схеме:



5. Сколько литров водорода образуется при взаимодействии 4,6 г натрия с водой?

6. Сколько литров водорода выделится на катоде, если вести электролиз водного раствора KOH в течение 2,5 ч при силе тока 1,2 А?

7. Какой объем газа (н.у.) выделится при смешивании водных растворов $Cr_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 , если в растворе содержится 9,8 г сульфата хрома?

8. Какой объем (н.у.) оксида углерода(IV) теоретически необходим для получения гидрокарбоната натрия из 10 л 2 н раствора гидроксида натрия?

9. Какой объем водорода, измеренного при 20°C и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава с массовой долей калия 30% и натрия 70%?

10. Определите нормальную концентрацию 80% раствора гидроксида калия с плотностью 1,065 г/мл.

11. Сколько потребуется смешать 40% раствора гидроксида натрия и воды для приготовления 1 кг 12% раствора гидроксида натрия?

12. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовано 50 мл 1,1 н раствора соляной кислоты. Определите массовую долю натрия в амальгаме.

13. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали избытком серной кислоты. Выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определите массовые доли карбонатов в исходной смеси.

Лабораторная работа 2

Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов бериллия, магния, кальция, стронция и бария. Как изменяются атомные радиусы, потенциалы ионизации, химическая активность простых веществ от бериллия к барию?
2. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства и получение гидроксидов бериллия и магния. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Как можно получить гидроксиды щелочноземельных металлов? Напишите уравнения соответствующих реакций. Как изменяется растворимость и сила гидроксидов щелочноземельных металлов от кальция к барию?
4. Как изменяется растворимость в воде карбонатов и сульфатов щелочноземельных металлов от кальция к барию?
5. Какие ионы обуславливают жесткость воды? Как ее можно устранить? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Оборудование: штативы с пробирками, спиртовки, спички, пинцет, нихромовая проволока, держатели, фильтровальная бумага.

Реактивы: кальций металлический, магний металлический; растворы: серная кислота (2 н), соляная кислота (2 н), азотная кислота (2 н), гидроксид натрия (2 н), хлорид бериллия (0,5 н), хлорид магния (1 н), хлорид аммония (2 н), хлорид кальция (1 н), хлорид стронция (1 н), хлорид бария (1 н), карбонат натрия (2 н), сульфат натрия (2 н), фенолфталеин; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида бериллия

Поместите в пробирку 2 мл раствора соли бериллия и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида бериллия. Отметьте цвет и характер осадка. Осадок разделите на две части; на одну часть осадка подействуйте раствором соляной кислоты, на другую – избытком гидроксида натрия. Сделайте вывод о химических свойствах гидроксида бериллия.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, учитывая, что координационное число бериллия равно четырем.

Опыт 2. Гидролиз солей бериллия

Поместите в пробирку 2 мл раствора соли бериллия. С помощью индикатора определите реакцию среды раствора. Напишите уравнения реакции гидролиза хлорида бериллия в молекулярной и ионной форме. На какой ступени заканчивается процесс гидролиза?

Опыт 3. Восстановительные свойства металлического магния

а) Взаимодействие магния с водой. Кусочек магниевой ленты очистите с помощью наждачной бумаги и опустите в пробирку с дистиллированной водой. Наблюдаются ли признаки протекания реакции при комнатной температуре? Закрепите пробирку в держателе и нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? После остывания пробирки прилейте к полученному раствору фенолфталеин. Напишите уравнение взаимодействия магния с водой и отметьте условия его протекания.

б) Взаимодействие магния с кислотами. По таблице выясните величину стандартного электродного потенциала магния и сделайте вывод о возможности его взаимодействия с растворами соляной и серной кислот. В две пробирки поместите порознь по 2 мл растворов кислот, соляной и серной. В каждую пробирку опустите по кусочку магниевой стружки. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида магния

В три пробирки налейте по 2 мл раствора соли магния и прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. В одну пробирку прилейте раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку прилейте раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка. В третью пробирку прилейте избыток раствора гидроксида натрия. Сделайте вывод о химическом характере гидроксида магния. Объясните, почему гидроксид магния взаимодействует с кислотой и с хлоридом аммония? Напишите

уравнения реакций.

Опыт 5. Взаимодействие кальция с водой

В пробирку налейте 8 мл дистиллированной воды и поместите в нее небольшой кусочек металлического кальция. Какой газ выделяется в ходе реакции? Почему происходит помутнение раствора? После окончания реакции испытайте образовавшийся раствор фенолфталеином. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

Опыт 6. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов

В три пробирки отдельно прилейте по 2 мл растворов хлорида кальция, хлорида стронция, хлорида бария и добавьте в каждую раствор гидроксида натрия. Обратите внимание на объем образующегося осадка в каждой пробирке. Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Получение и свойства солей щелочноземельных металлов

а) Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов. Получите в трех пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Отметьте вид и цвет осадков. Прилейте во все пробирки раствор соляной кислоты. Что наблюдает? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Выпишите из таблицы 5 величины произведений растворимости карбонатов кальция, стронция, бария. Сделайте вывод о сравнительной растворимости солей.

а) Получение и свойства сульфатов щелочноземельных металлов. Получите в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Отметьте вид и цвет осадков. Исследуйте отношение полученных осадков к разбавленным растворам соляной и азотной кислот. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Выпишите из таблицы 5 величины произведений растворимости сульфатов

кальция, стронция, бария. Сделайте вывод о сравнительной растворимости солей.

Опыт 8. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

В бесцветное пламя горелки внесите платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то следует промыть проволоку соляной кислотой и прокалить в пламени спиртовки до получения бесцветного пламени. Опустите проволоку в раствор хлорида кальция и внесите в бесцветное пламя спиртовки. Что наблюдаете? Отметьте цвет пламени. Проведите аналогичные опыты с растворами хлоридов стронция и бария. Проволоку после каждого опыта промывайте раствором соляной кислоты и прокаливайте до полного исчезновения окрашивания пламени.

Контрольные задания:

1. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток раствора щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнения возможных реакций.
2. С помощью каких реакций можно доказать амфотерные свойства гидроксида бериллия?
3. Какой осадок начнет выпадать в первую очередь, если к раствору, содержащему ионы Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} по каплям приливать раствор сульфата калия? Почему?
4. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20 °С, если растворимость последнего равна 2 г/л?
5. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия потребуется для образования тетрагидроксобериллата натрия из хлорида бериллия, содержащегося в 600 г 6% раствора?
6. Растворимость $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде при 18 °С составляет $8,21 \cdot 10^{-2}$ г в 100 г воды. Вычислите произведение растворимости гидроксида кальция.

Лабораторная работа 3

Бор, алюминий и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов бора и алюминия. Как изменяются атомные радиусы и потенциалы ионизации элементов в главной подгруппе третьей группы?
2. Напишите уравнения реакций получения бориды магния, оксида бора и борных кислот. Какова степень окисления бора в этих соединениях?
3. Как взаимодействует алюминий с кислородом, водой, щелочами? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными растворами соляной, серной и азотной кислот.
5. Каковы химические свойства оксида и гидроксида алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций. Объясните амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории.
6. Сравните химические свойства бора и алюминия, их оксидов и гидроксидов.

Оборудование: штативы с пробирками, держатели, стеклянные палочки, стеклянные воронки, спиртовки, спички, нихромовая проволока, фильтровальная бумага, универсальная индикаторная бумага, наждачная бумага.

Реактивы: магний (порошок), алюминий (пластинки, гранулы, стружка), тетраборат натрия (крист.); растворы: серная кислота (конц., 2 н), соляная кислота (2 н), азотная кислота (конц.), гидроксид натрия (2 н), тетраборат натрия (насыщ.), хлорид кобальта (конц.), сульфат хрома(III) (конц.), хлорид ртути(II) (0,5%), хлорид алюминия (0,5 н), сульфид натрия (0,5 н); дистиллированная вода, лакмус.

Ход работы

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты и ее свойства

а) В пробирку с насыщенным раствором тетрабората натрия осторожно прилейте по каплям концентрированной серной кислоты. Охладите пробирку

со смесью под струей холодной воды. Отметьте цвет образующихся кристаллов. Напишите уравнение реакции. Объясните, почему серная кислота вытесняет ортоборную кислоту. Можно ли взять для этой реакции соляную кислоту?

б) Испытайте растворимость ортоборной кислоты в воде на холоде и при нагревании. Запишите наблюдения.

в) Растворите в воде небольшое количество ортоборной кислоты и испытайте раствор универсальной индикаторной бумагой. По изменению окраски индикаторной бумаги сделайте вывод о силе ортоборной кислоты. Подтвердите вывод значением степени диссоциации (табл. 4).

Напишите уравнения ступенчатой диссоциации ортоборной кислоты. По какой ступени диссоциация происходит в большей степени? Почему? Ответ подтвердите числовыми значениями констант диссоциации (табл. 3).

г) В раствор ортоборной кислоты, полученный в опыте в) поместите немного порошка магния. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции, учитывая, что образуется метаборат магния.

д) Накалите в пламени спиртовки нихромовую проволоку и прикоснитесь ей к порошку ортоборной кислоты. Внесите проволоку с прилипшими частицами в пламя спиртовки. Отметьте цвет пламени.

Опыт 2. Свойства солей борных кислот

а) В пробирку налейте 2 мл раствора тетрабората натрия и несколько капель лакмуса. Какова реакция среды раствора? Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия.

б) Поместите в ушко нихромовой проволоки несколько кристаллов тетрабората натрия и внесите в пламя спиртовки. Наблюдайте образование прозрачного стекловидного перла. Напишите уравнение реакции, происходящей с тетраборатом натрия при нагревании.

в) Полученный перл тетрабората натрия опустите в пробирку с концентрированным раствором соли кобальта и снова прокалите. Отметьте цвет полученного перла. Какое соединение придает ему окраску? Повторите опыт, опустив перл тетрабората натрия в концентрированный раствор соли хрома.

Опыт 3. Взаимодействие алюминия с кислородом

Пластинку алюминия очистите наждачной бумагой. На очищенную поверхность металла нанесите каплю раствора нитрата ртути(I) или хлорида ртути(II). (*Осторожно, соединения ртути ядовиты!*) Наблюдайте изменение внешнего вида пластинки под каплей раствора. Смойте каплю раствора с пластинки, протрите поверхность ватой или фильтровальной бумагой и оставьте металл на воздухе. Какие изменения происходят с пластинкой? Каков внешний вид образующегося оксида алюминия? Напишите уравнения происходящих реакций.

Опыт 4. Взаимодействие алюминия со щелочами

Налейте в пробирку 5 мл раствора гидроксида натрия. Нагрейте раствор до кипения и опустите в него алюминиевую пластинку. Что наблюдаете? Докажите опытным путем, что выделяющийся газ – водород. Составьте уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель. Дайте название образующемуся гидроксокомплексу.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с водой

Поместите в пробирку немного опилок алюминия и налейте 5 мл дистиллированной воды. Происходит ли реакция? Дайте объяснение. Прокипятите опилки, добавив в пробирку 2-3 мл раствора щелочи. Затем слейте жидкость, промойте опилки несколько раз водой для удаления щелочи и оставьте их постоять с водой некоторое время. Наблюдайте выделение пузырьков газа. Докажите опытным путем, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция?

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с кислотами

Опыты б) и в) проводить в вытяжном шкафу

а) Ознакомьтесь с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и величиной стандартного электродного потенциала алюминия. Сделайте вывод о возможности взаимодействия алюминия с разбавленными растворами соляной и серной кислот. Какие продукты должны обра-

зоваться в результате реакций?

Проверьте правильность предположений экспериментально. В две пробирки поместите немного опилок алюминия и прибавьте в одну пробирку 2 мл раствора соляной кислоты, а в другую – 2 мл раствора серной кислоты. Сравните активность взаимодействия алюминия с соляной и серной кислотой на холоде. Подогрейте пробирки с разбавленными кислотами. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Укажите окислитель и восстановитель.

б) В пробирку поместите немного опилок алюминия и прилейте 2-3 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку. Наблюдайте помутнение раствора, дайте объяснение. Напишите уравнение реакции.

в) Кусочек алюминия опустите в пробирку и прилейте немного концентрированной азотной кислоты. Происходит ли взаимодействие алюминия с концентрированной азотной кислотой на холоде? Почему? Осторожно нагрейте пробирку. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с концентрированной азотной кислотой при нагревании.

Опыт 7. Получение и свойства гидроксида алюминия

а) К раствору соли алюминия прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметьте цвет и характер осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Разделите осадок на две пробирки. К одной части добавьте раствор соляной кислоты, к другой – раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Составьте схему равновесия, устанавливающегося в насыщенном растворе гидроксида алюминия, согласно протолитической теории. Как смещается это равновесие при добавлении избытка щелочи, избытка кислоты?

в) Получите осадок гидроксида алюминия и отфильтруйте его. Промойте осадок на фильтре. Пропустите через фильтр с осадком слабоокрашенный раствор органического красителя. Наблюдайте изменение окраски фильтрата. Ка-

кие свойства проявляет гидроксид алюминия?

Опыт 8. Гидролиз солей алюминия

а) В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида алюминия и прилейте несколько капель лакмуса. Что наблюдаете? Сделайте вывод о силе гидроксида алюминия, как основания. Напишите уравнения ступенчатого гидролиза хлорида алюминия в молекулярной и ионной форме. Почему гидролиз соли протекает не до конца?

б) К раствору хлорида алюминия прилейте раствор сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка. Полученный осадок отфильтруйте, промойте водой и разделите на две части. К одной части прилейте раствор соляной кислоты, к другой – раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Каков состав полученного осадка? Напишите уравнения реакций, протекающих между хлоридом алюминия и сульфидом натрия в водном растворе в молекулярной и ионной форме. Почему гидролиз протекает до конца?

Контрольные задания:

1. Напишите молекулярные и графические формулы метабората бария, тетрабората кальция, метаалюмината калия, гексагидроксоалюмината(III) натрия.
2. Почему алюминий не вытесняет водород из воды, но вытесняет его из водного раствора щелочи? Какую роль играет щелочь в этом процессе?
3. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия потребуется для нейтрализации 200 г 3% раствора борной кислоты, если образуется тетраборат натрия?
4. Сколько борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 50 мл 65% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл), если азотная кислота восстанавливается до оксида азота(II)?
5. При растворении в соляной кислоте сплава магния с алюминием массой 50 г выделилось 48,25 л (н. у.) водорода. Определите массовые доли (%) металлов в сплаве.
6. Возможно ли восстановление алюминием металлов из оксидов: FeO, CaO, CuO, PbO? Ответ подтвердите расчетами.

Лабораторная работа 4

Олово, свинец и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов олова и свинца.
2. Как получают олово и свинец из их оксидов? Составьте уравнения реакций и укажите условия их протекания.
3. Как относятся олово и свинец к щелочам? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
4. Каковы кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца? Приведите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
5. Какую степень окисления проявляют олово и свинец в соединениях? Дайте характеристику окислительно-восстановительных свойств этих соединений. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Оборудование: штатив металлический с лапкой и кольцом, штативы с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка, спички, индикаторная бумага, тигельные щипцы, держатели.

Реактивы: олово (гранулир.), свинец (гранулир.), хлорид олова(II) (крист.); растворы: соляная кислота (конц. и 2 н), серная кислота (конц. и 2 н), азотная кислота (конц. и 2 н), гидроксид натрия (конц. и 2 н), раствор аммиака (2 н), хлорид олова(II) (0,5 н), хлорид олова(IV) (0,5 н), нитрат свинца(II) (0,5 н), нитрат висмута(III) (0,5 н), хлорид натрия (0,5 н), сульфат натрия (0,5 н), сульфид натрия (0,5 н), иодид калия (0,1 н), хромат калия (0,5 н), лакмус; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие олова с кислотами

Работу проводить в вытяжном шкафу

В шесть пробирок поместите по кусочку олова и прилейте по отдельности по 2 мл разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной

и азотной сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдайте происходящие процессы. Составьте уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленной азотной кислотой на холоде образуется соль аммония.

Опыт 2. Взаимодействие свинца с кислотами

Работу проводить в вытяжном шкафу

В шесть пробирок поместите по кусочку свинца и прилейте по отдельности по 2 мл разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной и азотной сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдайте происходящие процессы. Составьте уравнения реакций. При объяснении результатов воспользуйтесь данными таблиц растворимости солей и электрохимического ряда напряжений (табл. 2, 7).

Опыт 3. Взаимодействие олова со щелочами

В пробирку поместите кусочек олова и прилейте 2 мл концентрированного раствора щелочи. Наблюдайте происходящие изменения. Какой газ выделяется? Как его можно обнаружить? Напишите уравнение реакции, учитывая, что образуется гидроксостаннат(II).

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида олова(II)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получите гидроксид олова(II). Не используйте избыток щелочи. Почему? Отметьте цвет и характер осадка. Разделите осадок на две части. К одной части прилейте избыток раствора щелочи, а к другой – раствора кислоты. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Дайте объяснения. Какие свойства проявляет гидроксид олова(II)?

Опыт 5. Получение и свойства гидроксида свинца(II)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получите гидроксид свинца(II). Отметьте цвет и характер осадка. Разделите осадок на две части. К одной части прилейте избыток раствора щелочи, а к другой – раствора азотной кислоты. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Дайте объясне-

ния. Какие свойства проявляет гидроксид свинца(II)?

Опыт 6. Оловянные кислоты и их свойства

Опыт б) проводить в вытяжном шкафу

а) В пробирку прилейте 2 мл раствора хлорида олова(IV) и добавьте по каплям водный раствор аммиака до образования белого объемного осадка α -оловянной кислоты. Определите опытным путем ее отношение к кислотам и щелочам. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Поместите кусочек олова в фарфоровую чашку, добавьте 1 мл концентрированной азотной кислоты и нагрейте на спиртовке до кипения. Наблюдайте образование белого осадка β -оловянной кислоты. После охлаждения содержимое чашки разбавьте дистиллированной водой и промойте осадок декантацией. Разделите осадок на две части. Испытайте отношение β -оловянной кислоты к концентрированным растворам соляной кислоты и гидроксида натрия. Наблюдения запишите. Каковы отличия α и β -оловянных кислот?

Опыт 7. Гидролиз хлорида олова(II)

В пробирку поместите несколько кристалликов хлорида олова(II) и растворите их в небольшом количестве дистиллированной воды, прибавляя ее по каплям. Определите с помощью лакмусовой индикаторной бумаги, подвергается ли соль гидролизу. Разбавьте полученный концентрированный раствор водой. Что происходит? Как влияет разбавление на степень гидролиза соли? Напишите уравнение реакции гидролиза.

Опыт 8. Восстановительные свойства олова(II)

Получите раствор гидроксостанната(II) натрия (см. опыт 3) и добавьте к нему небольшой объем нитрата висмута(III). Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций, учитывая, что образуется металлический висмут. Какие свойства проявляет гидроксостаннат(II)?

Опыт 9. Обнаружение ионов свинца(II) в растворе

Из имеющихся в лаборатории реактивов с помощью обменных реакций

получите хлорид, сульфат, иодид, сульфид и хромат свинца(II). Отметьте цвет и характер осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Контрольные задания:

1. У какого из оксидов более выражены кислотные свойства: а) PbO или SnO ; б) PbO или PbO_2 ? Чем это объясняется?
2. Напишите графические формулы Pb_2O_3 или Pb_3O_4 . К какому классу соединений можно отнести эти вещества?
3. Как доказать опытным путем амфотерность гидроксида олова(II)? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
4. Протекают ли реакции между следующими веществами в растворе: а) SnCl_2 и FeCl_3 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Cd ; в) FeCl_3 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; г) SnCl_2 и Cu ? Напишите уравнения возможных реакций.
5. Какой объем 2 н раствора гидроксида натрия требуется прибавить к 200 г 5% раствора хлорида олова(II), чтобы полностью перевести его в тетрагидрохсокомплекс?
6. К 5 г сурика добавили 20 мл 60% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,37$ г/мл), раствор с осадком нагрели, а затем разбавили водой до 2 л. Определите массу осадка и нормальную концентрацию соли в растворе.
7. Какой объем (н. у.) оксида азота(IV) выделится, если 50 г сплава, содержащего 70% меди и 30% олова обработать избытком концентрированного раствора азотной кислоты?
8. Определить массовую долю растворенного вещества и нормальную концентрацию раствора хлорида олова(II), полученного при смешивании 250 мл 22% раствора ($\rho = 1,19$ г/мл) и 150 мл 4% раствора ($\rho = 1,03$ г/мл)?
9. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовалось 22,3 г PbO и выделилось 6,72 л смеси газов. Определите массу исходной смеси солей.
10. Определите массу свинцовой пластинки после выдерживания ее в растворе, содержащем 1,88 г нитрата меди(II), если весь нитрат меди вступил в реакцию, а исходная масса свинца составляла 6 г?

Лабораторная работа 5

Медь, серебро, цинк и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов меди, серебра и цинка.
2. Какие степени окисления проявляют медь, серебро и цинк в соединениях? Приведите примеры.
3. Как взаимодействуют медь и серебро с соляной, серной и азотной кислотами различной концентрации? Напишите уравнения реакций.
4. Цинк в электрохимическом ряду напряжений расположен левее водорода. Почему он не вытесняет водород из воды при комнатной температуре?
5. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с кислотами-окислителями.
6. Каковы кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов меди(I), меди(II), серебра(I), цинка? Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
7. Какие координационные числа характерны для меди, серебра и цинка в координационных соединениях? Приведите примеры. Напишите уравнения реакций получения комплексных соединений меди, серебра, цинка.
8. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений меди(I), меди(II), серебра(I). Приведите примеры.

Оборудование: штативы с пробирками, спиртовки, спички, держатели, наждачная бумага, индикаторная бумага.

Реактивы: цинк (гранул.), железо (гранул.), медь (стружка, проволока); растворы: соляная кислота (конц. и 2 н), серная кислота (конц. и 2 н), азотная кислота (конц. и 2 н), гидроксид натрия (конц. и 1 н), раствор аммиака (2 н), карбонат натрия (2 н), хлорид бария (1 н), хлорид меди (0,5 н), сульфат меди (0,5 н), нитрат ртути(II) (2 н), сульфид натрия (0,5 н), хлорид олова(II) (0,5 н), хлорид цинка (0,5 н), нитрат серебра (0,1 н), хлорид калия (0,5 н), бромид калия (0,5 н), иодид калия (0,1 н), лакмус; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Получение меди. Восстановление меди из растворов ее солей более активным металлом

В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли меди и опустите в него 2 кусочка металла, способного восстанавливать ионы меди. Наблюдайте за изменением окраски раствора и поверхности металла. Объясните происходящие явления на основании значений стандартных электродных потенциалов. Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Свойства меди

Работу проводить в вытяжном шкафу

а) Взаимодействие меди с кислотами. В шесть пробирок поместите по кусочку меди и прилейте по отдельности по 2 мл разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной и азотной. Наблюдайте происходящие процессы. Те пробирки, в которых реакция не началась, осторожно нагрейте. Со всеми ли кислотами взаимодействует медь? Обратите внимание на окраску растворов. Присутствие какого иона обуславливает окраску? Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты. Сделайте вывод о восстановительных свойствах меди.

б) Взаимодействие меди с ионами менее активных металлов. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, определите, ионы каких металлов в растворах солей способны окислять медь. В пробирку налейте 2 мл раствора нитрата ртути(II), опустите конец медной проволоки, предварительно очищенной наждачной бумагой. Какие наблюдаются признаки протекания реакции? Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида меди(II)

а) Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получите гидроксид меди(II). Отметьте цвет и характер осадка. Докажите экспериментально, что гидроксид меди(II) проявляет амфотерные свойства. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Жидкость с осадком гидроксида меди(II) нагрейте до кипения. Почему изменился цвет осадка? Напишите уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о термической стойкости гидроксида меди(II)?

Опыт 4. Гидролиз солей меди(II)

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора соли меди(II) и испытайте его индикаторной бумагой. Какова реакция среды раствора? Напишите уравнение реакции гидролиза.

б) В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II) и 2 мл раствора карбоната натрия. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 5. Получение и свойства комплексной соли меди(II)

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II) и добавьте по каплям раствор аммиака до растворения выпадающего вначале осадка. Каков цвет образовавшегося раствора? Напишите уравнения реакций. Составьте уравнение диссоциации комплексного соединения и запишите выражение константы нестойкости комплексного иона.

Докажите экспериментально, что в растворе соли присутствуют сульфат-ионы. Пользуясь значениями произведения растворимости (табл. 5), выберите реактив, с помощью которого можно обнаружить ионы меди(II) в растворе комплексной соли.

Опыт 6. Получение серебра

а) Восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами. Выберите металлы различной активности, которыми можно восстановить ионы серебра из растворов его солей. Налейте в пробирки по 1-2 мл раствора нитрата серебра и поместите в них металлы. Сравните скорости протекающих реакций. Дайте объяснения. Напишите уравнения реакций.

б) Восстановление ионов серебра солями олова(II). Из имеющихся в лаборатории реактивов получите тетрагидроксостаннат(II) натрия. Добавьте к полученному раствору 1-2 капли раствора нитрата серебра. Что представляет собой

образовавшийся черный осадок? Напишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты. Охарактеризуйте свойства ионов серебра.

Опыт 7. Получение оксида серебра

В пробирку поместите 1 мл раствора нитрата серебра и 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет и характер полученного осадка оксида серебра. Напишите уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о прочности гидроксида серебра? Докажите экспериментально основной характер полученного соединения. Какую кислоту следует использовать для этого? Почему?

Опыт 8. Галогениды серебра

В трех пробирках получите галогениды серебра. Отметьте цвет полученных осадков. Напишите уравнения реакций. Испытайте отношение осадков к раствору азотной кислоты.

Опыт 9. Взаимодействие цинка с кислотами

Работу проводить в вытяжном шкафу

В шесть пробирок поместите по кусочку цинка и прилейте по отдельности по 2 мл разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной и азотной. Наблюдайте происходящие процессы. Те пробирки, в которых реакция не началась, осторожно нагрейте. Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты. Сделайте вывод о восстановительных свойствах меди.

Опыт 10. Взаимодействие цинка со щелочами

В пробирку поместите кусочек цинка и прилейте 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. Нагрейте. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет цинк?

Опыт 11. Получение и свойства гидроксида цинка

Из реактивов, имеющихся в лаборатории, получите гидроксид цинка. Отметьте цвет и характер осадка. Докажите опытным путем, что гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Лабораторная работа 6

Железо, кобальт, никель и их соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля.
2. Какие степени окисления известны для железа, кобальта и никеля? Какие из них наиболее характерны для каждого из этих элементов?
3. Как относятся железо, кобальт и никель к разбавленным и концентрированным растворам соляной, серной и азотной кислот на холоде и при нагревании? Напишите уравнения реакций.
4. Как можно получить гидроксиды железа(II), кобальта(II) и никеля(II)? Напишите уравнения реакций. Сравните отношение гидроксидов этих металлов к кислороду воздуха. Напишите уравнения реакций.
5. Как можно получить гидроксиды железа(III), кобальта(III) и никеля(III)? Напишите уравнения реакций. Сравните отношение гидроксидов этих металлов к кислороду воздуха. Напишите уравнения реакций.
6. Какие свойства проявляют соединения железа(II), железа(III) и железа(VI) в окислительно-восстановительных реакциях? Как от солей железа(III) перейти к соединениям железа(II) и железа(VI)? Напишите уравнения реакций.
7. Охарактеризуйте железо, кобальт и никель, как комплексообразователи (укажите координационное число, лиганды, устойчивость). Напишите уравнения реакций образования наиболее устойчивых комплексных соединений для каждого металла.

Оборудование: штативы с пробирками, спиртовки, держатели, спички.

Реактивы: железо (опилки); растворы: соляная кислота (конц. и 2 н), серная кислота (конц. и 2 н), азотная кислота (конц. и 2 н), уксусная кислота (2 н), гидроксид натрия (конц. и 2 н), аммиак (конц. и 2 н), сульфат железа(II) (0,5 н, свежеприготовленный), хлорид железа(III) (0,5 н), гексацианоферрат(II) калия (0,5 н), гексацианоферрат(III) калия (0,5 н), роданид аммония (0,5 н), перманганат калия (0,1 н), сульфид натрия (0,5 н), иодид калия (0,1 н), хлорид кобальта(II) (0,5 н), хлорид калия (0,5 н), нитрит натрия (2 н), хлорид никеля (0,5 н), хлорид аммония (2 н), бромная вода, лакмус; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие железа с кислотами

Опыт проводить в вытяжном шкафу!

К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках прибавьте по 1-2 мл разбавленных и концентрированных растворов соляной, серной и азотной кислот. Пробирки, в которых реакция на холоде не протекает, осторожно нагрейте. Объясните наблюдаемые изменения. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Свойства соединений железа(II)

а) Получение гидроксида железа(II) и его свойства. В пробирку поместите 2 мл раствора сульфата железа(II) и прилейте раствор гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка гидроксида железа(II) белого цвета. Отметьте изменение цвета осадка на воздухе. Объясните изменения. Напишите уравнения реакций.

Испытайте отношение гидроксида железа(II) к раствору соляной кислоты и избытку раствора гидроксида натрия. Напишите уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксида железа(II)?

б) Гидролиз солей железа(II). В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II) и прилейте несколько капель индикатора. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции гидролиза.

в) Получение сульфида железа(II). В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II) и прилейте раствор сульфида натрия. Что происходит? Напишите уравнение реакции. Прилейте к содержимому пробирки раствор соляной кислоты. Что наблюдаете?

Опыт 3. Свойства соединений железа(III)

а) Получение гидроксида железа(III) и его свойства. В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте раствор гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка, отметьте его вид и цвет. Испытайте отношение гидроксида железа(III) к раствору соляной кислоты.

Свежеосажденный гидроксид железа(III) частично растворяется в горячих концентрированных растворах щелочей. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксида железа(III)?

б) Гидролиз солей железа(III). В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте несколько капель индикатора. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции гидролиза.

в) Получение сульфида железа(II). В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте раствор сульфида натрия. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата железа(II) и прилейте раствор гексацианоферрата(III) калия – красой кровяной соли. Что наблюдаете? Полученное вещество называется турнбулевой синью $\text{KFe}^{2+}[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнение реакции.

б) В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте раствор гексацианоферрата(II) калия – желтой кровяной соли. Что наблюдаете? Полученное вещество называется берлинской лазурью $\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнение реакции.

в) В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте раствор роданида аммония. Отметьте цвет полученного раствора роданида железа(III). Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Окисление соединений железа(II)

В три пробирки поместите по 2 мл раствора сульфата железа(II) и по 2 мл раствора серной кислоты. В первую пробирку прилейте немного концентрированной азотной кислоты и нагрейте до кипения, во вторую – немного бромной воды, в третью – раствор перманганата калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляет сульфат железа(II)? Докажите, что во всех трех пробирках ион Fe^{2+} окислился до иона Fe^{3+} .

Опыт 6. Восстановление соединений железа(III)

В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида железа(III) и прилейте раствор иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет хлорид железа(III)?

Опыт 7. Получение гидроксида кобальта(II) и его свойства

В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида кобальта(II) и прилейте раствор гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка гидроксида кобальта(II). Раствор с осадком разделите на две части. Одну часть раствора с осадком нагрейте. Как изменился цвет осадка? Что происходит с осадком гидроксида кобальта(II) при стоянии на воздухе? Объясните изменения. Напишите уравнения реакций.

Испытайте отношение гидроксида кобальта(II) к раствору соляной кислоты и избытку раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид кобальта(II)?

Опыт 8. Получение комплексных соединений кобальта

а) Получение аммиакатов кобальта. В пробирку налейте 1–2 мл раствора хлорида кобальта(II) и прилейте столько же раствора хлорида аммония и избыток аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиаката кобальта. Объясните, почему при стоянии на воздухе раствор постепенно изменяет свой цвет? Напишите уравнения реакций.

а) Получение гексанитрокобальтата(III) калия. В пробирку налейте 1–2 мл раствора хлорида кобальта(II) и прилейте избыток раствора нитрита натрия, а затем 1 мл раствора уксусной кислоты. Нагрейте, наблюдайте выделение газа (какого?) и выпадение осадка. Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет нитрит натрия? В пробирку добавьте 1 мл раствора хлорида калия. Что наблюдаете?

Опыт 9. Получение гидроксида никеля(II) и его свойства

В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида никеля(II) и прилейте рас-

твор гидроксида натрия. Отметьте цвет и характер образовавшегося осадка. Испытайте отношение гидроксида никеля(II) к раствору соляной кислоты и избытку раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид никеля(II)?

Опыт 10. Получение аммиаката никеля(II)

В пробирку налейте 1–2 мл раствора хлорида никеля(II) и раствор аммиака до растворения образующегося вначале осадка. Отметьте цвет образовавшегося аммиаката никеля(II). Напишите уравнение реакции.

Контрольные задания:

1. Какой объем воздуха при $t = 18\text{ }^\circ\text{C}$ и $P = 100\text{ кПа}$ потребуется для окисления 4,6 г гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III)?
2. Вещества, оставшиеся после прокаливания смеси алюминия с Fe_3O_4 без доступа воздуха, растворили в щелочи. Выделилось 6,72 л газа. При растворении такой же массы этих веществ в соляной кислоте выделилось 26,88 л газа. Определите количественный состав исходной смеси Al и Fe_3O_4 .
3. Используя метод валентных связей, приведите схемы строения комплексных солей: $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Определите гибридное состояние комплексообразователя, геометрию комплекса и его магнитные свойства. Назовите соединения.
4. Для восстановления Fe_2O_3 до металлического железа потребовалось 6,72 л оксида углерода(II). Образовавшийся в результате реакции газ поглотили раствором, содержащим 22,2 г гидроксида кальция. Определите состав и массу образовавшейся соли, а также исходную массу Fe_2O_3 .
5. Рассчитайте теоретически возможную массу чугуна, содержащую 3% углерода и 3% других элементов, которую можно получить из 1 т железной руды, содержащей 80% железа.
6. Вычислите теплоту образования Fe_3O_4 исходя из реакции:



Лабораторная работа 7

Коррозия металлов

Контрольные вопросы:

1. Что такое коррозия? Назовите виды коррозии.
2. При каких условиях протекает химическая коррозия? Какие существуют виды химической коррозии?
3. Приведите примеры газовой коррозии металлов.
4. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
5. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в гальванической паре: Fe или Mg; Fe или Cd; Fe или Ni? Почему?
6. Какие процессы происходят при повреждении поверхностного слоя никелированного железа?
7. Какие процессы протекают на катоде и аноде при коррозии оцинкованного железа в сернокислой среде?
8. Какие методы применяют для защиты от коррозии?
9. Какие металлы используются для протекторной защиты железных изделий от коррозии?
10. Что называют химическим пассивированием?
11. Что такое ингибиторы? На чем основано действие ингибиторов при защите металлов от коррозии?
12. Какая операция в технике получила название «воронение» стали?

Оборудование: штативы с пробирками, стеклянные палочки, U-образная трубка, спиртовки, держатели, спички, наждачная бумага, нитки.

Реактивы: пластинки оцинкованного и луженого железа, стальные пластинки, цинковые пластинки, медные пластинки, пластинки из олова, свинцовые пластинки, железная проволока (канцелярские скрепки), медная проволока, цинк (гранулы); растворы: соляная кислота (2 н), серная кислота (2 н), азотная кислота (конц.), уксусная кислота (2 н), гексацианоферрат(III) калия (0,5 н), хлорид натрия (2 н), иодид калия (0,1 н), фенолфталеин, формалин, уротропин; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка

В пробирку налейте 2-3 мл раствора серной кислоты и опустите гранулу цинка. Отметьте образование пузырьков газа на поверхности гранулы. Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В ту же пробирку опустите медную проволоку и прикоснитесь ею к грануле цинка. Что изменилось? Какую функцию выполняет медная проволока? Напишите схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента и схемы анодного и катодного процессов при его работе.

Опыт 2. Коррозия оцинкованного и луженого железа

В пробирку налейте 10 мл 2 н раствора серной кислоты и добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Содержимое перемешайте и разлейте поровну в две пробирки. В одну опустите пластинку оцинкованного железа (или цинковую пластинку, обвитую железной проволокой), а в другой – пластинку луженого железа с нарушенным покрытием (или пластинку из олова, обвитую железной проволокой). Оставьте пробирки на 5 минут. Что наблюдаете? Где и почему интенсивнее выделяется газ? Как изменяется окраска раствора в каждом случае? О чем свидетельствует изменение окраски?

Составьте схемы коррозионных гальванических элементов и напишите уравнения анодных и катодных процессов. Объясните, какое из покрытий является катодным, а какое – анодным. Какое из них и почему лучше защищает железо от коррозии? Напишите уравнения протекающих процессов.

Опыт 3. Коррозия в нейтральной среде

а) В U-образную трубку налейте раствор хлорида натрия и в оба колена добавьте 3-4 капли фенолфталеина. Приготовьте цинковую, медную пластинки и медную проволоку. Одним концом медной проволоки обмотайте цинковую пластинку, другим концом – медную пластинку. Пластинки опустите в колена U-образной трубки и оставьте на несколько минут. Наблюдайте появление ма-

линовой окраски в растворе возле медной пластинки. Напишите уравнения полуреакций окисления и восстановления, протекающих на электродах.

б) В пробирку налейте на 1/3 ее объема раствора хлорида натрия. Добавьте несколько капель фенолфталеина. Опустите в пробирку гвоздь, перевитый медной проволокой (лаковое покрытие с проволоки удалите наждачной бумагой).

Что наблюдаете? Какую роль в опыте выполняет хлорид натрия? С кислородной или водородной деполяризацией протекает процесс коррозии? Укажите катодный и анодный участки. Составьте уравнения происходящих процессов.

Опыт 4. Роль кислорода в коррозии металлов

Наждачной бумагой зачистите стальную пластинку. На середину пластинки нанесите каплю раствора хлорида натрия и каплю фенолфталеина. Через некоторое время обратите внимание, какая часть капли раствора окрашивается в малиновый цвет. Почему? Укажите катодный и анодный участки. Составьте уравнения протекающих процессов.

Опыт 5. Действие ингибитора коррозии

В две пробирки налейте по 10 мл 2 н раствора соляной кислоты, добавьте в каждый стакан несколько капель раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. В первую пробирку опустите железный гвоздь. Во вторую пробирку налейте несколько капель формалина или добавьте несколько кристалликов уротропина. Опустите в пробирку такой же железный гвоздь. Наблюдайте происходящие явления через 3-4 минуты. Сравните, где коррозия идет быстрее. Почему? Запишите уравнения реакций.

Опыт 6. Защита металла от коррозии с помощью протектора

В две пробирки с раствором уксусной кислоты прибавьте несколько капель раствора йодида калия. В одну из них опустите полоску свинца, а в другую – полоску свинца с прикрепленной к ней гранулой цинка. Отметьте, в какой пробирке раньше появляется малорастворимое соединение PbI_2 , объясните причину его появления в растворе.

Напишите уравнение взаимодействия свинца с уксусной кислотой, со-

ставьте схему коррозионного гальванического элемента. Напишите схемы анодного и катодного процессов. Укажите, какую роль выполняет гранула цинка в процессе коррозии свинца.

Опыт 7. Защита металла от коррозии химическим пассивированием

Очистите наждачной бумагой две стальные проволоочки (разогнутые канцелярские скрепки). Одну из них опустите в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты. Запишите наблюдения. Ополосните проволоку водой и вновь опустите в пробирку с азотной кислотой. Промойте пассивированную проволоку и опустите в пробирку с раствором серной кислоты. Для сравнения опустите вторую необработанную проволоку в другую пробирку с таким же раствором серной кислоты. Сравните скорость выделения водорода на проволочках. Какую роль играет оксидная пленка, образовавшаяся на поверхности железа при его обработке концентрированной азотной кислотой?

Контрольные задания:

1. Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с медью или с оловом? Ответ объясните.
2. Составьте схемы процессов, протекающих при электрохимической коррозии железа в результате нарушения анодного и катодного покрытия.
3. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов при коррозии пары магний-никель. Какие продукты коррозии образуются при коррозии в кислой и нейтральной среде?
4. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – катодное или анодное? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов при нарушении покрытия во влажном воздухе. Какие образуются продукты коррозии?
5. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк или магний? Почему? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов коррозии во влажной атмосфере.

Лабораторная работа 8

Марганец и его соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронную формулу атома марганца. Какие орбитали марганца участвуют в образовании химических связей?
2. Какова максимальная валентность марганца? Какие степени окисления проявляет марганец в соединениях? Какие из них для него наиболее характерны? Приведите примеры соединений марганца в различных степенях окисления и дайте их названия.
3. Как действуют на марганец разбавленные и концентрированные растворы соляной, серной и азотной кислот на холоде и при нагревании? Подтвердите уравнениями реакций.
4. Как получают оксиды и гидроксиды марганца? Приведите уравнения реакций. Какие из них выделены в свободном состоянии?
5. Какие соединения марганца в химических реакциях проявляют только восстановительные, только окислительные, окислительные и восстановительные свойства? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
6. Как получают соединения марганца(VI)? Напишите уравнения реакций. Какова устойчивость этих соединений?
7. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления перманганата калия, если реакция протекает в растворе? Напишите уравнения реакций.

Оборудование: штативы с пробирками, стеклянные палочки, спиртовки, держатели, спички, лучинки.

Реактивы: оксид марганца(IV), перманганат калия; растворы: соляная кислота (2 н), серная кислота (конц. и 2 н), щавелевая кислота (1 н), уксусная кислота (2 н), гидроксид натрия (конц. и 2 н), сульфат железа(II) (0,5 н, свежеприготовленный), перманганат калия (0,1 н), сульфид натрия (0,5 н), бромид калия (0,5 н), сульфит натрия (1 н, свежеприготовленный), хлорид марганца (0,5 н), фенолфталеин, бромная вода, лакмус; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Получение гидроксида марганца(II) и его свойства

а) Из соли марганца(II), имеющейся в лаборатории, получите гидроксид марганца(II). Отметьте его характер и цвет. Напишите уравнение реакции.

б) Часть жидкости с осадком отлейте в другую пробирку и оставьте стоять на воздухе. Объясните изменение цвета осадка. Напишите уравнение реакции.

в) Испытайте отношение полученного в опыте а) осадка к разбавленной соляной кислоте и избытку раствора щелочи. Что происходит? Какие свойства проявляет гидроксид марганца(II)? Напишите уравнение реакции.

г) К небольшому количеству осадка гидроксида марганца(II) прилейте бромной воды. Что образуется? Какие свойства проявляет гидроксид марганца(II)? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Свойства солей марганца(II)

В пробирку поместите 1 мл раствора хлорида марганца. Прибавьте столько же раствора сульфида натрия. Что наблюдаете? Каков цвет и характер осадка? Что происходит с осадком при стоянии на воздухе? Объясните происходящие изменения. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие оксида марганца(IV) с серной кислотой

К нескольким крупинкам оксида марганца(IV) прилейте 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку со смесью до интенсивного выделения газа. Докажите, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции. Какие свойства в этой реакции проявляет оксид марганца(IV)?

Опыт 4. Свойства перманганата калия

а) Разложение перманганата калия при нагревании. Поместите в пробирку небольшое количество кристаллов перманганата калия и нагрейте пробирку на пламени спиртовки. Докажите, какой газ выделяется. Продолжайте нагревание до прекращения выделения газа. После охлаждения пробирки растворите ее содержимое в небольшом объеме воды. Какой цвет имеют полученный раствор и

осадок? Напишите уравнения реакций.

б) Окислительные свойства перманганата калия. В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора перманганата калия и по 2 мл раствора серной кислоты. В первую пробирку прилейте раствор сульфата железа(II), а во вторую – раствор щавелевой кислоты. Вторую пробирку нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

В три пробирки налейте по 1-2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 2 мл дистиллированной воды, во вторую – 2 мл раствора серной кислоты, в третью – 2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку прилейте раствор сульфита натрия. Что наблюдаете? Как изменяется цвет растворов? Напишите уравнения реакций.

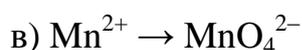
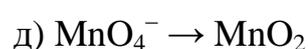
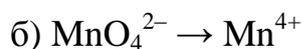
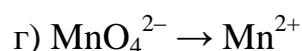
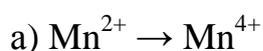
В пробирку налейте раствор хлорида марганца(II) и прибавьте по каплям раствор перманганата калия. Что происходит? Испытайте реакцию раствора индикатором. Напишите уравнение реакции.

Объясните явления, наблюдаемые в опытах. Как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия?

в) Влияние кислотности среды на скорость окисления. В две пробирки налейте по 2-3 мл раствора бромиды калия. В первую пробирку добавьте 2 мл раствора серной кислоты, а во вторую – 2 мл раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прилейте по 1 мл раствора перманганата калия. Что происходит? Сравните скорость исчезновения окраски в пробирках. Как влияет кислотность среды на скорость окисления перманганатом калия? Напишите уравнения реакций.

Контрольные задания:

1. Составьте уравнения реакций, дописав формулы восстановителя или окислителя, и, если необходимо, вещества для создания среды:



2. Напишите уравнения реакций взаимодействия перманганата калия и нитрита натрия в кислой, нейтральной и щелочной среде и расставьте коэффициенты методом электронно-ионных уравнений.

3. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



4. Как из пиролюзита получить перманганат калия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Какая масса перманганата калия потребуется для взаимодействия с концентрированной соляной кислотой ($\rho = 1,18$ г/мл) при получении 10 л хлора при 18°C и давлении 100 кПа?

6. Какой объем оксида серы(IV) при 17°C и давлении 101 кПа нужно пропустить через 250 мл 0,1 н раствора перманганата калия для его полного обесцвечивания?

7. Образец железной проволоки массой 0,21 г растворили в серной кислоте без доступа воздуха. На окисление полученного сульфата железа(II) израсходовано 33,6 мл 0,1103 н раствора перманганата калия. Определите процентное содержание железа в проволоке.

8. Сколько молекул кристаллизационной воды входит в состав пиролюзита $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, содержащего 44,5% марганца?

9. Рассчитайте молярную массу эквивалента перманганата калия в реакции:



Какая масса фосфорной кислоты образуется, если в реакции участвует 17 г фосфина?

10. Под действием азотной кислоты манганаты диспропорционируют следующим образом:



Какой объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,185$ г/мл) с массовой долей 30% необходим для получения 9,48 г перманганата калия? Какая масса оксида марганца(IV) образуется?

Лабораторная работа 9

Хром и его соединения

Контрольные вопросы:

1. Напишите электронную формулу атома хрома. Какие орбитали хрома участвуют в образовании химических связей?
2. В чем заключается отличие электронных структур и свойств элементов главной и побочной подгрупп VI группы периодической системы?
3. Как изменяется химическая природа оксидов и гидроксидов хрома в ряду Cr(II), Cr(III), Cr(VI)? Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома(III) с кислотами и щелочами в молекулярной и ионной форме.
4. Какие степени окисления и какие координационные числа характерны для хрома-комплексообразователя? Приведите примеры комплексных соединений хрома.
5. Каковы условия существования в растворе хроматов и дихроматов? Объясните и напишите уравнения реакций перехода хроматов в дихроматы и обратно.
6. Какие свойства проявляют соединения Cr(III) и Cr(VI) в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде осуществляются эти процессы? Приведите примеры.

Оборудование: штативы с пробирками, фарфоровая чашка, воронки для фильтрования, стеклянные палочки, пробки с газоотводными трубками, спиртовки, держатели, спички, лучинки, фильтровальная бумага.

Реактивы: дихромат аммония, цинк (гранул.); растворы: соляная кислота (2 н), серная кислота (2 н), азотная кислота (2 н), пероксид водорода (3%), гидроксид натрия (конц. и 2 н), хлорид хрома(III) (0,5 н), сульфат хрома(III) (0,5 н), хромат калия (2 н), дихромат калия (1 н), нитрат серебра (0,1 н), хлорид бария (1 н), сульфид натрия (0,5 н), сульфид аммония, нитрат свинца(II) (0,5 н), нитрит натрия (1 н), сульфит натрия (1 н, свежеприготовленный), бензин, бромная вода, лакмус; дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Получение и свойства оксида хрома(III)

а) В фарфоровую чашку поместите горкой 1-2 грамма дихромата аммония. К вершине горки прикоснитесь зажженной лучинкой. Через несколько секунд наблюдайте бурное разложение соли. Укажите окислитель и восстановитель в этом процессе. Напишите уравнение реакции.

б) На полученный порошок оксида хрома(III) подействуйте водой и разбавленной азотной или серной кислотой. Растворяется ли оксид хрома(III) в воде и разбавленных растворах кислот?

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

а) В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида или сульфата хрома(III) и прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома(III). Отметьте цвет и характер осадка. Напишите уравнение реакции.

б) Полученный осадок разделите на две пробирки. В одну из них добавьте разбавленную серную кислоту, в другую – избыток щелочи. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксида хрома(III)? Отметьте окраску полученных растворов. Продукт взаимодействия гидроксида хрома(III) со щелочью оставьте для опыта 3 в).

Опыт 3. Гидролиз солей хрома

а) В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида хрома(III) и прилейте несколько капель лакмуса. Объясните изменение окраски индикатора. Напишите уравнение реакции.

б) В пробирку поместите 2 мл раствора хлорида хрома(III) и прилейте раствор сульфида натрия до образования осадка. Полученный осадок отфильтруйте и хорошо промойте водой на фильтре. Осадок поместите в две пробирки. В одну из них добавьте разбавленную соляную кислоту, в другую – раствор щелочи. Сделайте вывод о составе осадка. Напишите уравнения реакций.

в) Раствор гидроксохромата(III), полученный в опыте 2, прокипятите. Объ-

ясните образование осадка гидроксида хрома(III). Напишите уравнение реакции. Укажите, что сильнее гидролизуется – растворимая соль хрома(III) или гидроксохромат(III). Какое значение имеет нагревание?

Опыт 4. Окисление и восстановление соединений хрома(III)

а) Поместите в пробирку 1 мл раствора хлорида хрома(III) и добавьте раствор гидроксида натрия до растворения первоначально образующегося осадка. Полученный раствор разделите на две пробирки. В одну из них добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия и 2 мл бромной воды. В другую пробирку прилейте 2 мл раствора гидроксида натрия и 1 мл раствора пероксида водорода. Отметьте изменение окраски в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций.

б) В пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида хрома(III) и 1 мл раствора соляной кислоты. Раствор разделите на две пробирки. Одну из них оставьте для контроля. В другую пробирку поместите 2 кусочка цинка, прилейте 0,5 мл бензина, закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с водой. Напишите уравнение реакции. Укажите, зачем необходим слой бензина и для чего газоотводная трубка опускается в воду. Какие свойства проявляет хлорида хрома(III) в этой реакции?

На основании проведенных опытов сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений хрома(III). Какую роль играет среда в этих реакциях?

Опыт 5. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов

Поместите в пробирку 2-3 мл раствора хромата калия и добавьте раствор серной кислоты. Наблюдайте изменение окраски. К полученному раствору прилейте раствор щелочи. Как меняется окраска раствора? Объясните происходящие явления. Какие ионы обуславливают переходы окраски раствора? Какое равновесие устанавливается в растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия? Напишите уравнения реакций.

Опыт 6. Получение солей хромовых кислот

Поместите в одну пробирку 2 мл раствора хромата калия, а в другую – 2 мл

раствора дихромата калия и добавьте в обе пробирки раствор нитрата серебра. Отметьте цвет растворов. В обоих случаях образуется осадок хромата серебра. Объясните это явление, исходя из результатов опыта 5 и произведений растворимости хромата и дихромата серебра (табл. 5). Напишите уравнения реакций.

Проделайте аналогичные опыты с хлоридом бария и нитратом свинца. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Окислительные свойства соединений хрома(VI)

а) В пробирку поместите 2 мл раствора дихромата калия, 1 мл раствора серной кислоты и 2-3 мл раствора нитрита натрия. Смесь слегка нагрейте. Наблюдайте изменение окраски. Напишите уравнение реакции.

б) В пробирку поместите 2 мл раствора дихромата калия, 1 мл раствора серной кислоты и 2-3 мл раствора сульфита натрия. Наблюдайте изменение окраски. Напишите уравнение реакции.

в) В пробирку поместите 2 мл раствора дихромата калия и прилейте раствор сульфида аммония. Докажите, что полученный осадок – гидроксид хрома(III). Напишите уравнение реакции. Что является окислителем и восстановителем в этой реакции?

Контрольные задания:

1. Для получения феррохрома восстановили смесь, состоящую из 200 кг оксида железа(III) и 300 кг оксида хрома(III). Сколько требуется алюминия для восстановления и каков процентный состав полученного сплава?
2. При сплавлении 6,08 г оксида хрома(III) с окислителем в присутствии гидроксида натрия получили 12,74 г хромата натрия. Определите выход продукта в процентах.
3. Напишите уравнение реакции, протекающей при сливании водных растворов сульфата хрома(III) и карбоната натрия.
4. Что представляет собой хромовая смесь и почему она применяется в лаборатории для мытья посуды?

5. Какой объем 0,1 М раствора дихромата калия потребуется для окисления 10 г иодида калия в кислой среде?

6. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

а) реакции протекают при прокаливании:



б) реакции протекают в растворах:



Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

При выполнении лабораторных работ по неорганической химии используются концентрированные кислоты, щелочи, щелочные металлы, токсичные неорганические и органические вещества. При небрежном отношении к работе возможны несчастные случаи, попадание опасных веществ в глаза и на кожу, ожоги, возникновение пожаров. При работе в химической лаборатории необходимо строго соблюдать требования техники безопасности. Студенты несут ответственность за соблюдение правил поведения в химической лаборатории, техники безопасности при работе с химическими реактивами, посудой, оборудованием.

Все студенты обязаны выполнять **общие правила** поведения в химической лаборатории.

В химической лаборатории нельзя находиться в верхней одежде. Студенты должны работать в халатах, волосы должны быть убраны.

Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину и порядок, не отвлекать и не мешать выполнять работу другим студентам.

Студенты могут находиться в лаборатории только с разрешения преподавателя или лаборанта. Не допускается присутствие в лабораториях посторонних лиц во время проведения работ.

Рабочее место должно содержаться в чистоте и порядке, его не следует загромождать бумагами, посудой и реактивами. Запрещается класть на рабочие столы одежду, вещи, сумки и любые посторонние предметы. Нельзя загромождать проходы между рабочими столами.

В лаборатории запрещается принимать пищу и напитки, курить.

Категорически запрещается пробовать химические реактивы на вкус. Запах соединений определяют, осторожно направляя его пары легким движением руки. Нельзя подносить сосуд к носу и делать глубокий вдох.

Нельзя заглядывать в склянки и бутылки сверху, все наблюдения необходимо вести через боковую стенку сосуда.

Необходимо следить, чтобы химические реактивы не попали на одежду, кожу. Во время работы нельзя подносить руки к лицу, глазам, волосам.

Перед проведением каждой операции необходимо убедиться в исправности посуды и оборудования, правильном выборе химических реактивов.

Лабораторные работы выполняются по два человека. Запрещается выполнять химический эксперимент одному. При появлении признаков плохого самочувствия (головокружение, тошнота, затруднение дыхания и др.) необходимо немедленно сообщить об этом окружающим.

Перед началом работы работающие в химических лабораториях должны изучить методику выполнения лабораторной работы, инструкции к приборам, последовательность выполнения операций. Прослушать текущий инструктаж преподавателя по проведению лабораторной работы.

Во время работы студенты должны соблюдать общие правила поведения и работы в химических лабораториях, выполнять требования техники безопасности при работе со щелочными металлами, кислотами и щелочами, нагревательными приборами, стеклянной посудой; меры противопожарной безопасности.

- Использовать химические реактивы, указанные в лабораторной работе, обращая внимание на формулы веществ, их концентрации и последовательность использования. Запрещается пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными надписями на них.

- Часть реактивов находится на рабочих столах студентов. Это опасные вещества, не обладающие токсичным действием – растворы кислот, оснований, солей, твердые соли, простые вещества, индикаторы. Вещества, представляющие опасность, находятся в вытяжном шкафу – концентрированные кислоты и щелочи, раствор брома в воде, щелочные металлы, горючие или токсичные вещества.

- Реактивы, находящиеся в вытяжном шкафу, нельзя переносить на рабочее место. Все работы с ними необходимо проводить только в вытяжном шкафу. Возле вытяжного шкафа не следует создавать толчею, мешать друг другу.

- Реактивы сразу после использования закрывать теми же пробками, сразу ставить на место. Передавать реактивы можно только в закрытом состоянии. Запрещается ходить с реактивами по аудитории.

- Перед помещением реактивов в пробирку необходимо убедиться в ее чистоте и целостности. Нельзя использовать загрязненную или треснутую посуду.

- Необходимый объем растворов измеряется мерными пробирками, пипетками или другой мерной посудой. Лишнее количество реактивов нельзя выливать обратно в склянку. Нельзя засасывать реактивы в пипетку ртом, нужно пользоваться резиновой грушей или дозатором.

- При работе с кислотами следует наливать кислоту в воду. Запрещается наливать воду в кислоту, так как может произойти выброс кислоты вследствие сильного разогревания смеси.

- При работе со щелочными металлами необходимо соблюдать особую осторожность, не допуская их соприкосновения с водой. Вынимать металлический натрий и калий следует только сухим пинцетом. Щелочные металлы нельзя брать руками. Керосин с поверхности кусочков металла удаляют фильтровальной бумагой. В реакции используют кусочки не больше горошины. Нельзя наклоняться над сосудом во время реакции.

- Категорически запрещается выбрасывать остатки щелочных металлов в канализацию, урну.

- В качестве нагревательных приборов используют электрические плитки с закрытой спиралью; водяные бани; спиртовки.

- Перед зажиганием спиртовки следует убедиться, что она исправна, фитиль вытащен на нужную высоту, а горловина и держатель фитиля сухие. Если спиртом смочен держатель фитиля и горловина спиртовки, при зажигании может произойти взрыв паров внутри.

- Спиртовку можно зажигать только спичками, запрещается зажигать одну спиртовку от другой или от зажигалки. Гасить спиртовку можно только одним способом – накрывать пламя фитиля колпачком. Нельзя задувать пламя, так как при этом может произойти небольшой взрыв смеси паров спирта с воздухом и

горящий спирт выбросится в лицо.

- Горящую спиртовку нельзя наклонять, перемещать, ходить с ней по аудитории во избежание разлива и возгорания спирта.

- Пробирки, используемые для нагревания, должны быть чистыми, сухими и целыми. Пробирка не должна быть наполнена содержимым более чем на треть.

- Пробирку закрепляют в держалке в верхней части пробирки. Пробирку с содержимым предварительно прогревают во избежание ее растрескивания. Отверстие пробирки при нагревании должно быть направлено в сторону от всех работающих.

По окончании работы необходимо:

- Проверить и привести в порядок рабочее место, приборы и аппараты, вымыть руки.

- Содержимое пробирок после лабораторной работы сливают в специально отведенные емкости. Нельзя выливать химические реактивы в канализацию.

- Грязную посуду складывают на специальные противни, расположенные в вытяжном шкафу. Не следует оставлять грязную посуду на рабочем столе.

При возникновении очага возгорания необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю.

При загорании твердых горючих веществ (мебель, пол, стены и т. д.) в качестве средств пожаротушения применяют песок, накидки из толстой ткани, огнетушители пенные и порошковые, воду.

При возгорании ЛВЖ и ГЖ (спирт, бензол, и др.) применяют песок, накидки, любые огнетушители.

Для тушения щелочных и щелочноземельных металлов используют сухой песок или порошковые огнетушители. Применять воду, пенные и углекислотные огнетушители нельзя.

Для тушения электроприборов, находящихся под напряжением, применяют накидки, песок, порошковые и углекислотные огнетушители. Нельзя тушить водой и пенными огнетушителями.

При ожогах химическими веществами, особенно кислотами и щелочами, пораженный участок кожи быстро промывают большим количеством воды, затем на обожженное место накладывают примочку: при ожогах кислотой – из 2% раствора пищевой соды, при ожогах щелочью – из слабого 1-2% раствора уксусной кислоты.

При попадании брызг кислоты в глаза, их немедленно нужно промыть большим количеством воды и затем 3% раствором пищевой соды. После этого пострадавшего необходимо немедленно доставить в медпункт.

При порезах рук стеклом необходимо удалить из раны мелкие осколки, затем промыть раны 2% раствором перманганата калия или спиртом и, смазав йодной настойкой, забинтовать.

При воспламенении одежды необходимо загасить огонь на горящем (не бегать!), набросив на него одеяло, халат, пальто и т.д. Погасив огонь, приступить к оказанию первой помощи.

Ядовитые вещества могут попасть в организм через пищеварительный тракт, дыхательные пути, иногда через кожу и слизистые оболочки. При всех случаях отравления необходимо доставить пострадавшего в медпункт или вызвать скорую помощь.

Таблица 2 – Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg ²⁺	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК
Ba ²⁺	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Р

вещество хорошо растворимо в воде

М

малорастворимо

Н

практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

РК

нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

НК

нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г

полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой

-

вещество вообще не существует

Таблица 3 – Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	K_d
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота (орто)	H_3BO_3	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
Борная кислота (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота (орто)	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Вода	H_2O	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

Таблица 4 – Степень диссоциации электролитов (при 18°C)

Название электролита	Формула	Степень диссоциации, %	
		1 н	0,1 н
1. Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	92
Бромоводородная	HBr	—	92
Иодоводородная	HI	—	92
Фтороводородная	HF	7,0	8,5
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Сероводородная	H ₂ S	—	0,07
Сернистая	H ₂ SO ₃	—	34
Угольная	H ₂ CO ₃	—	0,17
Фосфорная	H ₃ PO ₄	—	27
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	—	0,01
Уксусная	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	—	31
2. Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	91
Гидроксид натрия	NaOH	78	91
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0,4	1,3
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	69	80
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	—	78
3. Соли			
Хлорид натрия	NaCl	67	84
Хлорид калия	KCl	75	86
Нитрат калия	KNO ₃	64	83
Сульфат калия	K ₂ SO ₄	53	71
Сульфат меди	CuSO ₄	—	40
Ацетат натрия	CH ₃ COONa	53	79
Сульфат натрия	Na ₂ SO ₄	45	69
Хлорид аммония	NH ₄ Cl	74	85
Ацетат калия	CH ₃ COOK	64	—
Нитрат серебра	AgNO ₃	58	81
Гидрокарбонат натрия	NaHCO ₃	52	—

Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

Таблица 5 – Произведения растворимости труднорастворимых веществ при комнатной температуре

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgSCN	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 6 – Константы нестойкости комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблица 7 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы при 25°C

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
Li^+	Li (ТВ)	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,02
K^+	K (ТВ)	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ba^{2+}	Ba (ТВ)	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Sr^{2+}	Sr (ТВ)	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Ca^{2+}	Ca (ТВ)	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Na^+	Na (ТВ)	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg^{2+}	Mg (ТВ)	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,34
Al^{3+}	Al (ТВ)	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,67
Mn^{2+}	Mn (ТВ)	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,05
SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,85
Zn^{2+}	Zn (ТВ)	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Cr^{3+}	Cr (ТВ)	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,71
AsO_4^{3-}	AsO_2^-	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (ТВ)	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
Fe^{2+}	Fe (ТВ)	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Cd^{2+}	Cd (ТВ)	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Co^{2+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni^{2+}	Ni (ТВ)	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
Sn^{2+}	Sn (ТВ)	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb^{2+}	Pb (ТВ)	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	$\pm 0,00$
NO_3^-	NO_2^-	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
S(ТВ)	H_2S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	+0,14
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,20
SO_4^{2-}	H_2SO_3	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
Cu^{2+}	Cu (ТВ)	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
Co^{3+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,43
H_2SO_3	S (ТВ)	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,51
I_2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
MnO_4^-	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,57
MnO_4^{2-}	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,58
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,60
O_2	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
H_2SeO_3	Se	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,74
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
NO_3^-	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
HNO_2	NO (Г)	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
Br_2 (Ж)	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,08
IO_3^-	I^-	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,09
MnO_2 (ТВ)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,28
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
Cl_2 (Г)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
PbO_2 (ТВ)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
F_2 (Г)	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учеб.: рек. Мин. обр. РФ / Н.С. Ахметов. – М.: Лань, 2014. – 752 с. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
2. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: учебное пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – СПб.: Лань, 2009. – 528 с. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032.

Дополнительная литература

1. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – СПб.: Лань, 2014. – 368 с. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/50685>.
2. Пресс И.А. Основы общей химии: учеб. пособие / И.А. Пресс. – СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014. – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>.
3. Коровин Н.В. Общая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2009. – 558 с.
4. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ / Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.
5. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие: Рек. Мин. обр. РФ / Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – М.: Высшая школа, 2002. – 368 с.
6. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии: учебное пособие / Стась Н.Ф. – Томск: Томский политехнический университет, 2014. – 93 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/34718>.

Составители:

Родина Татьяна Андреевна,

профессор кафедры химии и естествознания АмГУ, док. хим. наук

Охотникова Галина Генриховна,

доцент кафедры химии и естествознания АмГУ, канд. техн. наук

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.
ЧАСТЬ II – МЕТАЛЛЫ.**

Учебное пособие

Изд-во АмГУ. Подписано к печати _____ 2017.

Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 3,50.

Тираж 50. Заказ_____.